



**DESAIN KALORIMETER SEDERHANA YANG DIPANTAU DENGAN
MIKROSKOP DIGITAL**

SKRIPSI

Oleh
Fitri Puji Lestari
NIM 081810301036

JURUSAN KIMIA
FAKULTAS MATEMATIKA DAN ILMU PENGETAHUAN ALAM
UNIVERSITAS JEMBER
2013



**DESAIN KALORIMETER SEDERHANA YANG DIPANTAU DENGAN
MIKROSKOP DIGITAL**

SKRIPSI

Diajukan guna melengkapi tugas akhir dan memenuhi salah satu syarat untuk menyelesaikan Program Studi Kimia (S1) dan mencapai gelar Sarjana Sains

Oleh

Fitri Puji Lestari

NIM 081810301036

JURUSAN KIMIA

FAKULTAS MATEMATIKA DAN ILMU PENGETAHUAN ALAM

UNIVERSITAS JEMBER

2013

PERSEMBAHAN

Skripsi ini saya persembahkan untuk:

1. Ibunda Misirah dan Ayahanda Budiono yang tercinta;
2. kakak-kakakku Ir. Budi Santoso, Edy Zاتمiko, Sugeng Hadi Suprpto, S.P,
(Alm) Elyas Suhartanto serta adikku Indah Purnamasari tersayang;
3. guru-guru sejak taman kanak-kanak sampai dengan perguruan tinggi;
4. Almamater Fakultas MIPA Universitas Jember.

MOTTO

“Sesungguhnya bersama kesulitan itu ada kemudahan. Maka apabila kamu telah selesai (dari suatu urusan), tetaplah bekerja keras (untuk urusan yang lain).”

*(terjemahan Surat Al-Insyirah ayat 6-7) *)*

Orang pesimis melihat kesulitan di setiap kesempatan
Orang optimis melihat kesempatan di setiap kesulitan.**)

*) Departemen Agama Republik Indonesia.2008. Al Qur'an dan Terjemahannya. Bandung: CV Penerbit Diponegoro.

**) Winston Churchill dalam Noel, B.2010.365. Hari Berpikir Positif. Jakarta: Daras Books.

PERNYATAAN

Saya yang bertanda tangan di bawah ini:

Nama : Fitri Puji Lestari

NIM : 081810301036

Menyatakan dengan sesungguhnya bahwa karya ilmiah yang berjudul “*Desain Kalorimeter Sederhana yang Dipantau dengan Mikroskop Digital*” adalah benar-benar hasil karya sendiri, kecuali jika dalam pengutipan substansi disebutkan sumbernya, dan belum pernah diajukan pada institusi manapun, serta bukan karya jiplakan. Saya bertanggung jawab atas keabsahan dan kebenaran isinya sesuai dengan sikap ilmiah yang harus dijunjung tinggi.

Demikian pernyataan ini saya buat dengan sebenarnya, tanpa adanya tekanan dan paksaan dari pihak manapun serta bersedia mendapat sanksi akademik jika ternyata di kemudian hari pernyataan ini tidak benar.

Jember, 17 Januari 2013

Yang menyatakan,

Fitri Puji Lestari

NIM 081810301036

SKRIPSI

**DESAIN KALORIMETER SEDERHANA YANG DIPANTAU DENGAN
MIKROSKOP DIGITAL**

Oleh

Fitri Puji Lestari

NIM 081810301036

Pembimbing

Dosen Pembimbing Utama : Tri Mulyono, S.Si, M.Si

Dosen Pembimbing Anggota : Dwi Indarti, S.Si, M.Si

PENGESAHAN

Skripsi berjudul “*Desain Kalorimeter Sederhana yang Dipantau dengan Mikroskop Digital*” telah diuji dan disahkan oleh Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam Universitas Jember pada:

hari, tanggal :

tempat : Jurusan Kimia Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam

Tim Penguji

Ketua (DPU),

Sekretaris (DPA),

Tri Mulyono, S.Si, M.Si

NIP 196810201998021002

Dwi Indarti, S.Si, M.Si

NIP 197409012000032004

Anggota Tim Penguji

Penguji I,

Penguji II,

Dr. Bambang Piluharto, S.Si, M.Si

NIP 197107031997021001

Asnawati, S.Si, M.Si

NIP 196808141999032001

Mengesahkan

Dekan Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam

Universitas Jember,

Prof. Drs. Kusno, DEA, Ph.D

NIP 196101081986021001

RINGKASAN

Desain Kalorimeter Sederhana yang Dipantau dengan Mikroskop Digital; Fitri Puji Lestari, 081810301036; 2013; 42 halaman; Jurusan Kimia Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam Universitas Jember.

Suatu padatan memiliki dua jenis energi termal yang tersimpan di dalamnya yaitu energi vibrasi atom-atom di sekitar posisi keseimbangannya dan energi kinetik elektron bebas. Jika suatu padatan menyerap panas maka energi internal yang tersimpan dalam padatan meningkat yang diindikasikan oleh kenaikan suhu. Perubahan energi pada atom-atom dan elektron-bebas menentukan sifat-sifat termal padatan. Sifat-sifat termal salah satunya adalah kapasitas panas. Kapasitas panas (*heat capacity*) adalah jumlah panas yang diperlukan untuk meningkatkan suhu padatan sebesar satu derajat K. Kapasitas panas dari media atau sampel, misalnya cairan sering ditentukan dengan metode kalorimetrik.

Percobaan kalorimetrik mudah untuk dilakukan tetapi mempunyai beberapa kekurangan mengenai keakuratan data yang diperoleh. Keakuratan ini dipengaruhi oleh prosedur kalibrasi dan kehilangan panas, misalnya melalui reaktor dan suhu mengendalikan sistem. Kalorimeter merupakan alat yang sering digunakan untuk mengukur perubahan kalor selama reaksi kimia. Alat kalorimeter yang biasa digunakan di laboratorium adalah kalorimeter termos atau kalorimeter gelas. Wadah gelas tersebut terbuat dari *Styrofoam* untuk tempat pereaksi.

Kalorimeter termos sering digunakan karena alatnya mudah digunakan dan bahannya pun tidak mahal. Pengamatan suhu yang dilakukan pada alat tersebut adalah secara manual atau dengan mata telanjang. Sehingga kemungkinan data pengamatannya kurang teliti. Oleh karena itu, penelitian ini dilakukan modifikasi alat dengan pengamatan suhu menggunakan mikroskop digital. Dimana nantinya diharapkan data yang diperoleh akurasi dan resolusinya lebih baik dan didapatkan nilai entalpi yang lebih akurat.

Melihat kelemahan tersebut, maka dalam penelitian ini dilakukan pembuatan desain kalorimeter sederhana yang dipantau dengan mikroskop digital. Desain kalorimeter ini terdiri dari mikroskop digital, *styrofoam cup*, termometer dan PC, dengan rancangan ini diharapkan akan dihasilkan desain kalorimeter yang menghasilkan data lebih akurat. Tujuan penelitian ini adalah (i) mengetahui tingkat resolusi pembacaan suhu dengan termometer biasa yang dipantau dengan mikroskop digital (ii) Mengetahui nilai C_p kalorimeter merupakan fungsi suhu (iii) Mengetahui kelayakan kalorimeter yang dibuat dengan menentukan entalpi netralisasi.

Pelaksanaan penelitian ini terdiri atas beberapa tahap, yaitu : (i) penyiapan alat dan bahan, (ii) penyiapan program, (iii) penentuan C_p kalorimeter, (iv) analisa data (pengujian akurasi, dan presisi) . Penelitian ini dilakukan dengan membandingkan hasil uji dengan nilai literatur. Seluruh proses pengolahan data menggunakan aplikasi program dari *software LabView*. Bahan yang digunakan adalah asam kuat (HCl) dengan basa kuat (NaOH), basa kuat (NaOH) dengan garam (NH_4Cl) dan asam kuat (HCl) dengan basa lemah (NH_4OH) dimana pengujiannya dilakukan dengan menggunakan variasi konsentrasi (0,15; 0,1) M.

Hasil penelitian didapatkan bahwa desain kalorimeter yang dipantau dengan mikroskop digital dapat meningkatkan resolusi pembacaan suhu untuk penentuan nilai entalpi reaksi netralisasi larutan. Hasil uji akurasi menunjukkan bahwa desain kalorimeter yang dipantau dengan mikroskop digital mendekati dengan literatur. Hasil akurasi antara reaksi NaOH dengan HCl dan reaksi HCl dengan NH_4OH pada konsentrasi 0,15 M dan 0,1 M yaitu 99,4%, 98,3% dan 99,0% 98,0%. Namun ada nilai akurasi yang diperoleh kecil yaitu reaksi antara NaOH dengan NH_4Cl pada konsentrasi 0,15M dan 0,10 M sebesar 6,9% dan 11,5%, sehingga dari hal ini perlu pengembangan uji menggunakan sampel lain yang memiliki nilai $(\Delta H) \pm 50 \text{ kJ/mol}$.

PRAKATA

Puji syukur alhamdulillah ke hadirat Allah SWT yang telah melimpahkan Taufiq dan Hidayah-Nya sehingga skripsi yang berjudul “*Desain Kalorimeter Sederhana yang Dipantau dengan Mikroskop Digital*” dapat diselesaikan. Skripsi ini disusun untuk memenuhi salah satu syarat dalam menyelesaikan pendidikan strata satu (S1) pada Jurusan Kimia Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam Universitas Jember.

Penyusunan skripsi ini tidak lepas dari bantuan berbagai pihak. Oleh karena itu penulis mengucapkan terima kasih kepada:

1. Prof. Drs. Kusno, DEA, Ph.D selaku Dekan Fakultas MIPA Universitas Jember;
2. Drs. Achmad Sjaifullah, M.Sc, Ph.D selaku ketua Jurusan Kimia Fakultas MIPA Universitas Jember;
3. Tri Mulyono, S,Si, M.Si dan Dwi Indarti, S.Si, M.Si, selaku dosen pembimbing yang telah meluangkan waktu, tenaga, dan pikiran serta perhatiannya untuk memberikan dukungan, dan pengarahan demi terselesainya penulisan skripsi ini;
4. Dr. Bambang Piluharto, S.Si, M.Si dan Asnawati, S.Si, M.Si, selaku dosen penguji yang telah meluangkan waktunya guna menguji, serta memberikan kritik dan saran demi kesempurnaan skripsi ini;
5. dosen-dosen FMIPA umumnya, dan dosen-dosen Jurusan Kimia khususnya yang telah banyak memberikan ilmu dan pengetahuan;
6. teman-teman angkatan 2008, terima kasih untuk semua kekompakan, segala bantuan, semangat, dan kenangan yang telah diberikan;
7. teman-teman kosan pink, yang telah banyak memberikan bantuan dan semangat guna penyusunan skripsi ini;
8. kakak-kakak angkatan 2005, 2006, dan 2007;

9. adik-adik angkatan 2009, 2010, 2011, dan 2012;
10. semua pihak yang tidak dapat disebutkan satu-persatu.

Penulis menerima segala bentuk kritik dan saran yang sifatnya membangun. Akhirnya penulis berharap, semoga karya tulis ini dapat bermanfaat bagi ilmu pengetahuan.

Jember, 17 Januari 2013

Penulis

DAFTAR ISI

	Halaman
HALAMAN JUDUL	i
HALAMAN PERSEMBAHAN	iii
HALAMAN MOTTO	iv
HALAMAN PERNYATAAN	v
HALAMAN PEMBIMBINGAN	vi
HALAMAN PENGESAHAN	vii
RINGKASAN	viii
PRAKATA	x
DAFTAR ISI	xii
DAFTAR TABEL	xv
DAFTAR GAMBAR	xvi
DAFTAR LAMPIRAN	xvii
BAB 1. PENDAHULUAN	1
1.1 Latar Belakang	1
1.2 Rumusan Masalah	2
1.3 Batasan Masalah	2
1.4 Tujuan Penelitian	3
1.5 Manfaat Penelitian	3
BAB 2. TINJAUAN PUSTAKA	4
2.1 Panas	4
2.2 Suhu	4

2.3 Entalpi	5
2.4 Perubahan entalpi standar (ΔH°)	7
2.4.1 Entalpi Pembentukan (ΔH_f°)	7
2.4.2 Entalpi Pembakaran	9
2.4.2 Entalpi netralisasi	9
2.5 Kapasitas Panas	10
2.5.1 Kapasitas panas pada volume tetap.....	11
2.5.2 Kapasitas panas pada tekanan tetap	11
2.6 Ketergantungan entalpi reaksi pada suhu	13
2.7 Hukum Hess	14
2.8 Kalorimeter	14
2.9 Mikroskop Digital	16
2.10 Software LabVIEW	17
BAB 3. METODOLOGI PENELITIAN	19
3.1 Waktu dan Tempat Penelitian	19
3.2 Alat dan Bahan Penelitian	19
3.2.1 Alat.....	19
3.2.2 Bahan	19
3.3 Diagram Penelitian	20
3.4 Prosedur Penelitian	20
3.4.1 Pembuatan Larutan Asam Oksalat ($C_2H_2O_4 \cdot 2H_2O$)	20
3.4.2 Pembuatan Larutan Indikator Fenolftalein	20
3.4.3 Pembuatan Larutan Indikator Metil Merah	21
3.4.4 Pembuatan larutan NaOH 1 M	21
3.4.5 Pembuatan larutan HCl 1 M.....	21
3.4.6 Pembuatan larutan NH_4Cl 1 M.....	21
3.4.7 Pembuatan larutan NH_4OH 1 M.....	22
3.4.8 Persiapan Program.....	22

3.4.9 Pengambilan Video Digital.....	22
3.4.10 Pengukuran nilai C_p kalorimeter.....	23
3.4.11 Pengujian kelayakan kalorimeter	25
3.4.12 Penentuan entalpi netralisasi dengan menggunakan Hukum Hess.....	25
3.4 Analisa Data.....	27
3.5.1 Pengukuran Akurasi.....	27
3.5.2 Penentuan Presisi	28
BAB 4. HASIL DAN PEMBAHASAN	29
4.1 Desain Kalorimeter Sederhana yang Dipantau dengan Mikroskop Digital.....	29
4.2 Pembuatan Program untuk Analisa Perhitungan Jumlah Piksel Pada Gambar Digital Termometer.....	31
4.3 Penentuan fungsi C_p kalorimeter terhadap suhu.....	33
4.4 Tingkat Akurasi dan Presisi Desain Kalorimeter Sederhana yang Dipantau dengan Mikroskop Digital	34
4.4.1 Akurasi.....	35
4.4.2 Presisi	37
BAB 5. PENUTUP	
5.1 Kesimpulan	38
5.2 Saran	38
DAFTAR PUSTAKA.....	39
LAMPIRAN	42

DAFTAR TABEL

	Halaman
2.1 Entalpi pembentukan standar (ΔH_f°) pada 25°C.....	8
2.2 Entalpi netralisasi asam kuat oleh basa kuat di 298K.....	10
2.3 Variasi suhu pada kapasitas panas molar, $C_{p,m}/(\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}) = a+bT+c/T^2$..	13
3.1 Variasi suhu air	25
3.2 Data pengukuran suhu.....	26
3.3 Persamaan reaksi termokimia	27
4.1 Perbandingan akurasi entalpi hasil uji kalorimeter sederhana yang dipantau dengan mikroskop digital dengan literatur pada konsentrasi 0,15M.....	35
4.2 Perbandingan akurasi entalpi hasil uji kalorimeter sederhana yang dipantau dengan mikroskop digital dengan literatur pada konsentrasi 0,10M.....	35
4.3 Hasil akurasi $\Delta H_1 + \Delta H_2$ dibandingkan dengan ΔH_3	36
4.4 Hasil akurasi $\Delta H_1 + \Delta H_2$ dibandingkan dengan literatur.....	36
4.5 Analisis Presisi Data sampel pada konsentrasi 0,15 M.....	37
4.6 Analisis Presisi Data sampel pada konsentrasi 0,10 M.....	37

DAFTAR GAMBAR

	Halaman
2.1 Kurva kemiringan entalpi pada tekanan tetap terhadap suhu	12
2.2 Alat <i>Styrofoam cup</i>	15
2.3 Struktur Polistirena	16
2.4 Polietilena Tereftalat	17
3.1 Desain kalorimeter dengan pantauan mikroskop digital	22
3.2 Pembacaan skala suhu	23
4.1 Rangkaian kalorimeter dan mikroskop digital.....	30
4.2 Tampilan <i>front panel</i> pembacaan skala termometer	32
4.3 Tampilan blok diagram pembacaan skala termometer	33
4.4 Hubungan grafik C_p kalorimeter dengan suhu.....	34

DAFTAR LAMPIRAN

	Halaman
A. Perhitungan C_p kalorimeter	43
B. Perhitungan Entalpi Reaksi	47
C. Penentuan Akurasi sampel.....	53
D. Penentuan entalpi netralisasi dengan menggunakan Hukum Hess	55
E. Perhitungan standarisasi NaOH, HCl dan NH_4OH	56

BAB 1. PENDAHULUAN

1.1 Latar Belakang

Suatu padatan memiliki dua jenis energi termal yang tersimpan di dalamnya yaitu energi vibrasi atom-atom di sekitar posisi keseimbangannya dan energi kinetik elektron bebas. Jika suatu padatan menyerap panas maka energi internal yang tersimpan dalam padatan meningkat yang diindikasikan oleh kenaikan suhu. Jadi perubahan energi akibat suhu pada atom-atom dan elektron-bebas dapat menentukan sifat-sifat termal padatan. Sifat-sifat termal salah satunya adalah kapasitas panas. Kapasitas panas (*heat capacity*) adalah jumlah panas yang diperlukan untuk meningkatkan suhu padatan sebesar 1 K (Sudirham dan Ning, 2010).

Kapasitas panas (C_p) merupakan sifat termo-fisik suatu zat. Kapasitas panas dari media atau sampel, misalnya cairan, sering ditentukan dengan metode kalorimetrik. Metode kalorimetrik mencakup aplikasi profil suhu spesifik seperti pada medium dalam reaktor. Profil suhu biasanya dihasilkan dan dikendalikan oleh sistem pengendali suhu yang berinteraksi dengan reaktor (Richner *et al* , 2010).

Panas spesifik dari zat padat pada suhu rendah merupakan sifat termodinamika yang berguna untuk teknik mesin dan juga ringkasan dasar zat fisik. Ini juga dapat memberikan sifat dasar fisik zat, misalkan entropi, dan suhu *Debye*. Hal ini juga sering digunakan untuk karakteristik fasa transisi dan juga menguji model teoritis (Catarino and Bonfait, 2000).

Percobaan kalorimetrik mudah untuk dilakukan, tetapi mempunyai beberapa kekurangan mengenai keakuratan data yang diperoleh. Keakuratan ini dipengaruhi oleh prosedur kalibrasi dan kehilangan panas, misalnya melalui reaktor dan suhu mengendalikan sistem. Selain itu, percobaan tersebut sangat memakan waktu. Keakuratan penentuan kapasitas panas, C_p , dapat ditingkatkan dengan memanfaatkan

perbedaan suhu yang besar, tetapi kapasitas panas, C_p , tergantung pada perbedaan suhu kecil. Perbedaan suhu yang kecil cukup untuk memperoleh data yang akurat (Richner *et al*, 2010).

Kalorimeter merupakan alat yang sering digunakan untuk mengukur perubahan kalor selama reaksi kimia berlangsung. Alat kalorimeter yang biasa digunakan di laboratorium adalah kalorimeter termos atau *calorimeter cup*. Wadah gelas tersebut terbuat dari *Styrofoam* untuk tempat pereaksi. Prinsip alat ini adalah mengukur perubahan suhu reaksi dan perkiraan kapasitas kalor yang dapat digunakan untuk memperkirakan kalor reaksi dengan cukup baik, umumnya kapasitas kalor wadah reaksi dapat diabaikan karena relatif sangat kecil (Rufiati, 2011).

Kalorimeter termos sering digunakan karena alatnya mudah digunakan dan bahannya pun tidak mahal. Pengamatan suhu yang dilakukan pada alat tersebut adalah secara manual atau dengan mata telanjang.

Sehingga kemungkinan data pengamatannya kurang teliti. Oleh karena itu, penelitian ini dilakukan modifikasi alat dengan pengamatan suhu menggunakan mikroskop digital. Dimana nantinya diharapkan data yang diperoleh akurasi dan resolusinya lebih baik dan didapatkan nilai entalpi yang lebih akurat.

1.2 Rumusan Masalah

1. Berapa besar tingkat resolusi pembacaan suhu dengan termometer biasa yang dipantau dengan mikroskop digital?
2. Apakah nilai C_p kalorimeter merupakan fungsi suhu?
3. Bagaimana kelayakan kalorimeter yang dibuat untuk penentuan entalpi netralisasi?

1.3 Batasan Masalah

1. Termometer yang digunakan termometer alkohol dengan skala Celsius dan range pengukuran pada suhu 25°C-51°C.

2. Mikroskop digital yang digunakan memiliki perbesaran 200x dengan merk Dyno Lite.
3. Wadah larutan yang digunakan adalah *styrofoam cup*.
4. Larutan yang digunakan adalah HCl, NaOH, NH₄Cl, dan NH₄OH dengan masing – masing variasi konsentrasi (0,10 dan 0,15 M).

1.4 Tujuan

1. Mengetahui besar tingkat resolusi pembacaan suhu dengan termometer biasa yang dipantau dengan mikroskop digital.
2. Mengetahui pengaruh suhu terhadap nilai C_p kalorimeter.
3. Mengetahui kelayakan kalorimeter yang dibuat dengan menentukan entalpi netralisasi.

1.5 Manfaat

Manfaat yang ingin diperoleh dalam penelitian ini adalah memberikan informasi tentang penggunaan mikroskop digital untuk meningkatkan resolusi dalam menentukan entalpi pada kalorimeter sederhana. Selain itu diharapkan akan didapatkan suatu desain kalorimeter sederhana dengan mikroskop digital.

BAB 2. TINJAUAN PUSTAKA

2.1 Panas

Panas merupakan suatu energi yang ditransformasikan sebagai akibat adanya perbedaan suhu. Energi panas selalu berpindah dari sistem panas ke sistem dingin. Bila diamati dalam tingkat molekuler, energi kinetik rata-rata molekul pada sistem bersuhu tinggi lebih besar daripada energi kinetik rata-rata molekul pada sistem bersuhu rendah. Akibat perpindahan energi panas dari sistem yang bersuhu tinggi ke sistem yang bersuhu rendah, molekul-molekul pada sistem bersuhu tinggi akan kehilangan energi kinetik dan suhunya akan menjadi lebih kecil (Bird, 1993).

Transfer energi panas akan berhenti bila dua benda tersebut suhunya sama. Energi dari suatu benda dapat diubah dengan transfer energi ke objek lain dalam bentuk panas. Jadi, jumlah panas yang dihasilkan dan pekerjaan yang dilakukan sama dengan perubahan energi (Averill and Patricia, 2006). Panas merupakan salah satu bentuk energi *ekstensif* artinya bergantung pada jumlah zat. Jumlah (kuantitas) panas biasanya diberi simbol q dan besarnya bergantung pada tiga faktor yaitu suhu, jenis zat, dan banyaknya zat. Satuan SI untuk panas adalah joule, satuan lain panas yaitu kalori (1 joule = 0,239 kalori) yang telah digunakan sejak lama (Bird, 1993).

2.2 Suhu

Suhu suatu benda adalah ukuran dari kemampuan benda untuk mentransfer energi sebagai panas. Dua buah benda dengan suhu yang berbeda saling bersentuhan, energi akan ditransfer sebagai panas dari suhu yang lebih tinggi ke yang suhu yang lebih rendah. Salah satu cara untuk mengukur suhu adalah dengan termometer. Terdapat aspek penting pada energi panas dan suhu yaitu suhu menentukan arah transfer energi panas. Semakin tinggi suhu benda yang diberikan, energi panasnya

semakin besar (energi yang berkaitan dengan gerakan molekul) dari atom, ion, atau molekul (Kotz *et al*, 2010). Besaran suhu hanya semata-mata bersangkutan langsung dengan intensitas energi gerak kinetika molekul. Bentuk energi apapun yang memungkinkan diserap sistem untuk menaikkan tenaga gerak molekulnya berarti menaikkan suhunya (Suwandi, 1995).

Skala suhu yang digunakan adalah K (kelvin), °C (derajat Celcius). Skala Kelvin dimulai pada kondisi nol mutlak yaitu 0K apabila benda didinginkan terus menerus maka suhunya akan semakin dingin dan partikelnya akan berhenti bergerak, sedangkan suhu 273,16K merupakan suhu awal yang menunjukkan ketika air membeku dan titik leleh es pada satu tekanan atmosfer adalah kurang dari 0,01 derajat yaitu pada 273,15K. Skala ukuran suhu dalam derajat celcius sama dengan skala ukuran Kelvin, skala celcius suhunya sebesar 0°C pada titik beku (273,15K) dan nol mutlak sebesar -273,15°C, dengan demikian konversi antara dua skala adalah:

$$TK = T^{\circ}C + 273,15 K$$

Persamaan dalam termodinamika menggunakan skala suhu Kelvin (Anderson, 2005).

2.3 Entalpi

Entalpi dengan lambang H adalah sifat ekstensif zat yang dapat digunakan untuk mendapatkan panas yang diserap atau dilepaskan dalam reaksi kimia. Sifat ekstensif adalah sifat yang tergantung pada jumlah zat. Contoh lain dari sifat ekstensif adalah massa dan volume. Entalpi merupakan fungsi keadaan, fungsi keadaan adalah milik dari sebuah sistem yang hanya bergantung pada keadaannya yang sekarang, yang ditentukan oleh variabel seperti suhu dan tekanan. Ini berarti bahwa perubahan enthalpi tidak tergantung pada bagaimana perubahan dilakukan oleh sistem, tetapi hanya pada keadaan awal dan terakhir dari sistem (Ebbing and Steven, 2011).

Perubahan energi internal tidak sama dengan energi yang dipindahkan sebagai panas, ketika sistem ini bebas untuk mengubah volume. Keadaan seperti ini energi

panas diberikan pada sistem, kemudian dikembalikan ke lingkungan sebagai ekspansi kerja, sehingga dU kurang dari dq .

Energi yang diberikan sebagai panas pada tekanan konstan sama dengan perubahan sifat termodinamika pada sistem, yaitu entalpi yang definisinya:

$$H = U + pV \dots\dots\dots (2.1)$$

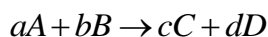
dimana p adalah tekanan dari sistem dan V adalah volume. Karena U , p , dan V adalah semua fungsi keadaan, maka entalpi juga merupakan fungsi keadaan (Atkins, 2006).

Perubahan entalpi untuk reaksi pada suhu tertentu dan tekanan tetap diperoleh dengan mengurangi entalpi reaktan dari entalpi produk, dengan simbol Δ (berarti "perubahan") (Ebbing and Steven, 2011). Entalpi, ΔH , setiap keadaan awal dan keadaan akhir tidak tergantung pada jalannya reaksi. Entalpi, ΔH , sama dengan energi yang diberikan sebagai panas pada tekanan konstan (sistem tidak melakukan kerja). Perubahan yang terukur adalah:

$$\Delta H = dq \dots\dots\dots (2.2)$$

(Atkins, 2006).

Reaksi kimia yang disertai oleh pelepasan panas disebut sebagai reaksi eksotermik dan jika disertai dengan penyerapan panas disebut sebagai reaksi endoterm. Jumlah panas yang dilepas atau diserap selama reaksi kimia disebut entalpi reaksi. Setiap sistem mengalami perubahan keadaan atau reaksi kimia, maka terjadi perubahan entalpi, ΔH . Sistem kimia memiliki dua reaktan yaitu reaktan A dan B dalam keadaan awal, kemudian mengalami reaksi kimia pada suhu dan tekanan tetap, sehingga membentuk produk C dan D (Raj, 2004). Reaksinya adalah:



$$\Delta H_r^\circ = \left[\sum v_{\text{produk}} \Delta_f H_j^\circ (\text{produk}) \right] - \left[\sum v_{\text{reaktan}} \Delta_f H_j^\circ (\text{reaktan}) \right] \dots\dots\dots (2.3)$$

Didapatkan entalpi reaksi:

$$\Delta_r H^\circ = [c\Delta_f H_C^\circ + d\Delta_f H_D^\circ] - [a\Delta_f H_A^\circ + b\Delta_f H_B^\circ] \dots\dots\dots (2.4)$$

Dimana $\Delta_f H_j^\circ$ adalah entalpi pembentukan standar spesies j ($j = A, B, C,$ atau D), dan a, b, c dan d adalah jumlah mol dari setiap spesies yang terlibat dalam reaksi s (Seddon and Julia, 2001).

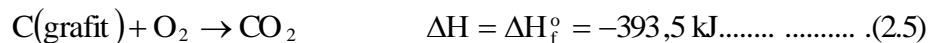
2.4 Perubahan entalpi standar (ΔH°)

Entalpi reaksi standar pada suhu tertentu adalah reaksi entalpi di mana reaktan dan produk dalam keadaan standar (Kondepudi, 2008). Keadaan standar digunakan untuk membandingkan entalpi reaksi dari zat yang berbeda. Sebuah keadaan standar cocok untuk zat adalah keadaan yang paling stabil pada tekanan 1 atmosfer (atm) dan suhu tertentu biasanya pada suhu 25°C . Entalpi standar reaksi pada suhu T dan tekanan 1 atm dinotasikan dengan $\Delta H^\circ(T)$ dan semua zat dalam reaksi berada dalam keadaan standar (Raj, 2004).

Jenis entalpi yang diberikan berbeda-beda tergantung pada jenis reaksi. Beberapa jenis perubahan entalpi antara lain entalpi pembentukan, entalpi pembakaran, dan entalpi netralisasi.

2.4.1 Entalpi Pembentukan (ΔH_f°)

Entalpi pembentukan senyawa pada suhu tertentu dapat didefinisikan sebagai perubahan entalpi ketika salah satu mol senyawa (keadaan standar) dibentuk dari unsur-unsurnya (dalam keadaan standar) dengan lambang ΔH_f° . Keadaan standar dari zat apapun diambil sebagai keadaan aslinya pada 298K dan keadaan 1 tekanan atmosfer. Perhatikan reaksi persamaan 2.5 dan 2.6:



Senyawa dengan entalpi pembentukan negatif disebut senyawa eksotermik sedangkan senyawa dengan entalpi pembentukan positif dikenal sebagai senyawa

endoterm. Pembentukan air merupakan reaksi eksotermik sedangkan pembentukan hidrogen iodida merupakan reaksi endotermik.



Jika entalpi pembentukan dari senyawa ini negatif berarti kandungan panasnya lebih kecil dari unsur-unsurnya, karena lebih stabil daripada unsur-unsurnya. Oleh karena itu senyawa dengan entalpi lebih rendah (atau energi) harus lebih stabil. Oleh karena itu, ikatan kimia dalam H₂O lebih kuat dibandingkan dengan H₂ dan O₂. Di sisi lain, entalpi pembentukan dari senyawa ini positif berarti entalpi kandungan panasnya lebih besar dari unsur-unsurnya dan karena itu kurang stabil daripada unsur-unsurnya. Karena itu ikatan HI lebih lemah dari ikatan H-H di hidrogen atau ikatan I-I di iodium (Raj, 2004).

Bird (1993) menyatakan berbagai jenis perhitungan ΔH dapat dilakukan dengan menggunakan tabel ΔH_f^o. Kebanyakan tabel berisikan nilai-nilai ΔH_f^o yang diukur pada suhu 298,15 K. Dengan menggunakan Tabel 2.1 tersebut, maka panas reaksi kimia dapat dihitung dengan persamaan 2.3.

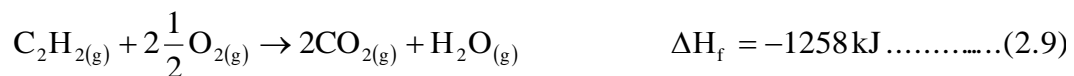
Tabel 2.1. Entalpi pembentukan standar (ΔH_f^o) pada 25°C (Lide, 2004).

Zat	ΔH _f ^o (kJ/mol)	Zat	ΔH _f ^o (kJ/mol)
AgBr _(aq)	-160	NH ₄ Cl _(aq)	-299,7
AgCl _(aq)	-61,6	H ₂ O _(l)	-285,8
AlCl ₃ _(aq)	-1033,0	H ₂ O _(g)	-241,8
NaCl _(aq)	-407,3	HBr _(aq)	-121,6
HCl _(aq)	-167,2	KCl _(aq)	-419,5
NH ₄ OH _(aq)	-362,5	NaOH _(aq)	-469,6

2.4.2 Entalpi Pembakaran

Entalpi pembakaran zat pada suhu tertentu dapat didefinisikan sebagai perubahan entalpi yang menyertai pembakaran sempurna satu mol zat bereaksi sempurna dengan oksigen yang terjadi pada suhu 298K dan tekanan atmosfer 1 atm.

Kata "pembakaran sempurna" dalam definisi di atas harus ditekankan karena ada kemungkinan pada pembakaran suatu senyawa menghasilkan baik CO atau CO₂. Pembakaran dilakukan dalam kelebihan oksigen atau udara dalam menghasilkan karbon dioksida dan air sebagai produk akhir. Misalnya entalpi pembakaran dibawah ini:



Aplikasi dari entalpi pembakaran adalah untuk menghitung entalpi pembentukan, entalpi reaksi, nilai kalor bahan bakar, nilai-nilai makanan diet (Raj, 2004).

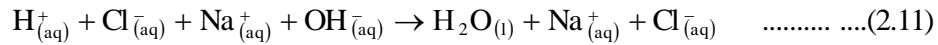
2.4.3 Entalpi netralisasi

Entalpi netralisasi asam pada suhu tertentu dapat didefinisikan sebagai perubahan entalpi yang menyertai netralisasi satu gram basa dengan asam dalam larutan encer pada suhu tersebut (Raj, 2004). Contohnya, dalam netralisasi satu gram asam kuat HCl dengan basa kuat NaOH, atau satu gram NaOH dan HCl setara, ketika kedua larutan yang encer dan berair, panas yang dihasilkan sebesar 57,1 kJ, maka dapat ditulis:



Oleh karena entalpi atau panas netralisasi NaOH dengan HCl atau NaOH dengan HCl adalah -57,1 kJ/mol. Nilai ΔH untuk netralisasi setiap asam kuat (seperti HCl, HNO₃ atau H₂SO₄) dengan basa kuat (misalnya NaOH, KOH atau LiOH) atau sebaliknya, selalu sama yaitu -57,1 kJ/mol. Asam kuat, basa kuat dan garam yang terbentuk benar-benar terionisasi dalam larutan air (Singh *et al*, 2009).

Netralisasi adalah reaksi antara $H_{(aq)}^-$ dari asam dan $OH_{(aq)}^-$ dari basa, sehingga dapat ditulis:



Dari sini dapat disimpulkan bahwa entalpi netralisasi harus independen dari sifat asam dan basa. Ini terlihat dari data yang diberikan dalam tabel 2.2:

Tabel 2.2 . Entalpi netralisasi asam kuat oleh basa kuat di 298K

Asam	Basa	Enthalpi Netralisasi (kJ/mol)
HCl	NaOH	-57,32
HCl	KOH	-57,45
HCl	LiOH	-57,32
HNO ₃	NaOH	-57,28

(Raj, 2004).

2.5 Kapasitas panas

Kapasitas panas (C) didefinisikan sebagai energi panas yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu suatu zat dengan 1K. Kapasitas panas juga tergantung pada suhu T , karena energi yang dibutuhkan untuk menaikkan suhu suatu zat dengan 1K tergantung pada jumlah zat, kapasitas panas adalah jumlah luas. Kapasitas panas juga merupakan fungsi keadaan, misalnya, nilainya tergantung apakah memanaskan zat tersebut pada volume konstan (C_v) atau pada tekanan konstan (C_p) (Quarrie and John, 1997).

Jika kapasitas panas diberikan per gram zat, hal itu disebut kapasitas panas spesifik, dan memiliki satuan $J/g\text{-}^\circ C$ atau $J/g\text{-}K$. Jika kapasitas panas diberikan per mol zat, disebut kapasitas panas molar, dan memiliki satuan $J/g\text{-}^\circ C$ atau $J/g\text{-}K$ (Zumdahl, and Susan 2010). Ketika panas mengalir ke suatu zat, suhu zat tersebut

akan meningkat. Jumlah panas, q , menyebabkan terjadinya perubahan suhu ΔT pada zat tersebut dibutuhkan untuk membuat sebuah t perubahan suhu zat apapun berbanding dengan massa m zat dan perubahan suhu, seperti yang ditunjukkan pada persamaan 2.12 dengan konstanta *specific heat* zat adalah s .

$$q = s \times m \times \Delta T \dots \dots \dots (212)$$

Panas spesifik dapat didefinisikan sebagai jumlah panas yang diperlukan untuk menaikkan suhu 1 g zat sebesar 1°C. Misalnya untuk menaikkan suhu 1 g air sebesar 1°C dibutuhkan 4,18 joule, dimana jumlah panas yang diukur bisa dalam bentuk joule atau kalori. Karena 4,18 joule sama dengan 1 kalori, maka panas spesifik air sebesar 1 kalori/g°C (Slowinski *et al*, 2011).

2.5.1 Kapasitas panas pada volume tetap

Perubahan panas disebut dengan entalpi reaksi pada volume konstan ketika reaksi dilakukan pada volume konstan. Pembakaran suatu zat dalam bom kalorimeter merupakan contoh reaksi entalpi pada volume tetap. Reaksi kimia ketika dilakukan di bawah volume konstan dengan melakukan reaksi dalam wadah tertutup, tidak ada kerja yang terlibat (Raj, 2004). Panas yang diserap oleh sistem sama dengan meningkatnya energi internal, yaitu $\Delta U = q_v$, maka kapasitas panas pada volume konstan, C_v , dari jumlah yang diberikan zat adalah:

$$C_v = \frac{q_v}{\Delta T} = \frac{\Delta U}{\Delta T} \dots \dots \dots (2.13)$$

atau, dinyatakan dalam turunan parsial:

$$C_v = \left(\frac{\partial U}{\partial T} \right)_v \dots \dots \dots (2.14)$$

Sehingga:

$$dU = C_v dT \dots \dots \dots (2.15)$$

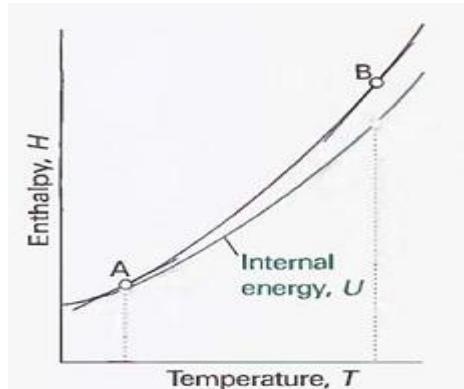
(Chang, 2005).

2.5.2 Kapasitas panas pada tekanan tetap

Entalpi suatu zat meningkat dengan meningkatnya suhu. Hubungan antara kenaikan entalpi dan peningkatan suhu tergantung pada kondisi. Kondisi paling penting adalah pada tekanan konstan, C_p , pada gambar 2.1 menunjukkan pada suhu tertentu *slope* entalpi bersinggungan terhadap suhu pada tekanan konstan, yang disebut dengan kapasitas panas pada tekanan konstan, C_p , persamaannya adalah:

$$C_p = \left(\frac{\partial H}{\partial T} \right)_p \dots\dots\dots (2.16)$$

Kapasitas panas pada tekanan konstan merupakan sifat ekstensif, sedangkan kapasitas panas molar pada tekanan konstan, $C_{p,m}$, adalah kapasitas panas per mol zat yang merupakan sifat intensif.



Gambar 2.1 Kurva kemiringan entalpi pada tekanan tetap terhadap suhu.

Kapasitas panas pada tekanan konstan digunakan untuk menghubungkan perubahan entalpi dengan perubahan suhu. Perubahan suhu yang sangat kecil, persamaannya adalah:

$$dH = C_p dT \dots\dots\dots (2.17)$$

Jika kapasitas panas selama kenaikan suhu konstan, maka untuk mengukur suhu yang meningkat adalah:

$$\Delta H = C_p \Delta T \dots\dots\dots (2.18)$$

Karena peningkatan entalpi sama dengan energi yang diberikan sebagai panas pada tekanan konstan, maka bentuk persamaan adalah:

$$q_p = C_p \Delta T \dots \dots \dots (2.19)$$

Pernyataan ini menunjukkan kepada kita bagaimana mengukur kapasitas panas dari sampel: mengukur kuantitas energi sebagai panas dalam kondisi tekanan konstan, dan kenaikan suhu yang diamati (Atkins, 2006).

Variasi kapasitas panas pada suhu kadang-kadang dapat diabaikan jika rentang suhunya kecil; pendekatan ini sangat akurat untuk gas sempurna monoatomik (misalnya, salah satu gas mulia pada tekanan rendah). Jika variasi ini perlu digunakan dalam perhitungan, pernyataan empirisnya adalah persamaan 2.20.

$$C_{p,m} = a + bT + \frac{c}{T^2} \dots \dots \dots (2.20)$$

Parameter empiris a, b , dan c dapat dilihat pada tabel 2.3:

Tabel 2.3 Variasi suhu pada kapasitas panas molar, $C_{p,m}/(\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}) = a+bT+c/T^2$

	a	$b/(10^{-3}\text{K})$	$c/(10^5\text{K}^2)$
C(S, graphite)	16,86	4,77	-8,54
CO _{2(g)}	44,22	8,79	-8,62
H ₂ O(l)	75,29	0	0
N _{2(g)}	28,58	3,77	-0,50

(Atkins, 2006).

Kapasitas panas molar \bar{C}_v dan \bar{C}_p sangat penting. Jika panas total yang dipindahkan ke n mol pada volume konstan adalah q_v , maka:

$$q_v = n\bar{C}_v(T_2 - T_1) = n\bar{C}_v\Delta T \dots \dots \dots (2.21)$$

Jika sejumlah q_p dipindahkan pada tekanan konstan, maka:

$$q_p = n\bar{C}_p\Delta T \dots \dots \dots (2.22)$$

Dengan syarat C_v dan C_p tidak berubah secara signifikan antara suhu awal dan dan akhir. Kapasitas kalor spesifik pada volume konstan, C_v dan tekanan konstan, C_p ,

adalah kapasitas kalor sistem yang dibagi per gram senyawa yang merupakan sifat ekstensif (Suminar, 2001).

2.6 Ketergantungan entalpi reaksi pada suhu

Entalpi reaksi standar pada suhu yang berbeda dapat dihitung dari kapasitas panas dan entalpi reaksi pada suhu ruangan. Persamaan 2.16, ketika zat dipanaskan dari T_1 untuk perubahan entalpi T_2 dari $H(T_1)$ maka terbentuk persamaan 2.23:

$$H(T_2) = H(T_1) + \int_{T_1}^{T_2} C_p dT \dots\dots\dots(223)$$

Karena persamaan ini berlaku untuk setiap zat dalam reaksi, perubahan entalpi reaksi standar dari $\Delta_r H^\circ(T_1)$ dengan persamaan 2.24:

$$\Delta_r H^\circ(T_2) = \Delta_r H^\circ(T_1) + \int_{T_1}^{T_2} \Delta_r C_p^\circ dT \dots\dots\dots(224)$$

Dimana $\Delta_r C_p^\circ$ adalah perbedaan kapasitas panas molar dari produk dan reaktan dalam kondisi standar dengan persamaan 2.25:

$$\Delta_r C_p^\circ = \sum_{\text{produk}} \nu C_{p,m}^\circ - \sum_{\text{reaktan}} \nu C_{p,m}^\circ \dots\dots\dots(2.25)$$

Pendekatan ini biasanya cukup baik untuk mengasumsikan $\Delta_r C_p$ tidak bergantung dari suhu. Meskipun kapasitas panas individu bisa berbeda-beda, perbedaan variasinya tidak signifikan. Dalam kasus lain ketergantungan kapasitas panas pada suhu menggunakan perhitungan persamaan 2.20 (Atkins, 2006).

2.7 Hukum Hess

Entalpi merupakan fungsi keadaan. Ini berarti perubahan entalpi reaksi kimia tidak tergantung pada jalannya reaksi yang nantinya diperoleh suatu produk. Pada 1840, ahli kimia Rusia Germain Henri Hess, seorang profesor di Universitas St Petersburg, menemukan hasil percobaan hukum Hess pada perubahan panas (Ebbing and Steven, 2011). Bahwa "Entalpi standar reaksi keseluruhan adalah jumlah dari

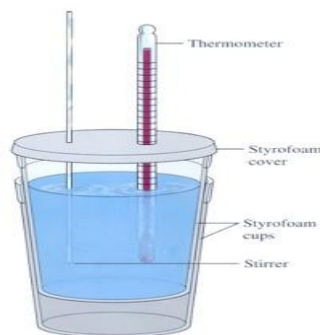
entalpi standar reaksi individu yang menjadi bagian dari reaksi.” Pentingnya hukum Hess adalah dapat menentukan entalpi reaksi yang mungkin sulit untuk menentukan secara langsung (Atkins, 2006).

Hukum ini menyatakan bahwa banyaknya panas yang dilepaskan atau diserap dalam suatu reaksi kimia akan selalu sama, tidak bergantung pada jalannya reaksi, apakah berlangsung dalam satu tahap ataukah beberapa tahap (Bird, 1993). Perubahan entalpi untuk perubahan kimia secara keseluruhan adalah sama (Ebbing and Steven, 2011)

2.8 Kalorimeter

Energi yang melepas atau menyerap panas dalam proses kimia dan fisik dapat ditentukan dengan kalorimetri. Kalorimeter adalah alat untuk mengukur perpindahan energi sebagai panas. Perangkat yang paling umum untuk mengukur perubahan energi dalam (ΔU) adalah kalorimeter bom adiabatik pada tekanan konstan (Atkins, 2006). Sedangkan kalorimeter tekanan konstan dapat digunakan untuk mengukur jumlah transfer energi panas pada kondisi tekanan konstan, yaitu perubahan entalpi pada reaksi kimia (Kotz *et al*, 2011).

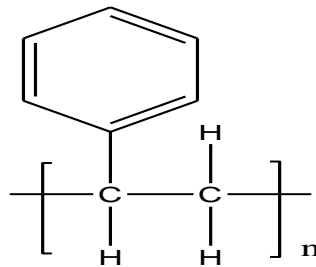
Kalorimeter tekanan konstan yang sering digunakan dalam laboratorium kimia pada umumnya adalah kalorimeter gelas. Alat ini cukup murah yang terdiri dari *styrofoam cup* dan alat termometer untuk menentukan suhu seperti pada Gambar 2.3.



Gambar 2.2 Alat *Styrofoam cup*

Jika reaksinya adalah eksotermis, ia melepaskan energi sebagai panas dalam larutan dan suhu larutan menjadi naik. Jika reaksinya adalah endotermik, energi diserap sebagai panas dari larutan dan suhu larutan terlihat mengalami penurunan, sehingga perubahan suhu pada larutan dapat diukur (Kotz *et al*, 2011).

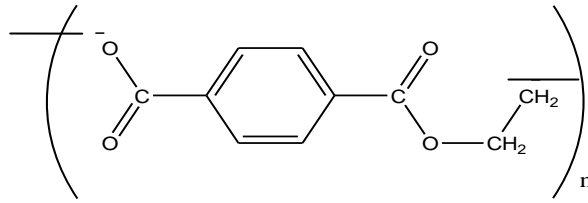
Styrofoam terbuat dari polistirena yaitu polimer dengan monomer stirena yang diproduksi dari minyak bumi, struktur polistirena dapat dilihat pada gambar 2.3 (Reyes, 2009). Polistirena mempunyai *softening point* rendah (90°C) sehingga polistirena tidak digunakan untuk pemakaian pada suhu tinggi, atau misalnya pada makanan yang panas. Suhu maksimum yang boleh dikenakan dalam pemakaian adalah 75°C .



Gambar 2.3 Struktur Polistirena

Disamping itu, polistirena mempunyai sifat konduktifitas panas yang rendah sebesar 0.08 W/m-K (Mujiarto, 2005). Sehingga *styrofoam* adalah alat isolasi yang cukup baik yang dapat memperkecil transfer energi panas dalam sistem ke lingkungan (Kotz *et al*, 2011).

Selain itu alat yang sering digunakan dalam laboratorium kimia pada umumnya adalah gelas plastik. Gelas plastik terbuat dari poliester, poliester termasuk polimer-polimer sintetis yang lebih serbaguna karena mendapatkan aplikasi komersial yang luas sebagai serat, plastik, dan bahan pelapis. Poliester yang paling banyak dipakai adalah polietilena tereftalat (PET) yang dipreparasi dari asam tereftalat dan etilena glikol, truktur polietilena tereftalat dapat dilihat pada Gambar 2.4. PET merupakan polyester linier yang mempunyai titik leleh 265°C dan nilai konduktivitas panas $0,24 \text{ W/m-K}$ (Stevens, 2001).



Gambar 2.4 Struktur Polietilena Tereftalat

Kalorimeter gelas dapat digunakan untuk menentukan panas reaksi netralisasi. Kalorimeter gelas tidak tertutup rapat sehingga tekanannya adalah tekanan atmosfer. Karena pengukuran dilakukan pada tekanan atmosfer maka :

$$q_{rxn} = \Delta H,$$

$$q_{rxn} = -(q_{soln} + q_{calorimeter}) \dots \dots \dots (2.26)$$

dimana nilai $q_{calorimeter} = (C_{calorimeter})(\Delta T)$

(Bobrow Test Preparation Service, 2011).

2.9 Mikroskop Digital

Sejak sekitar tahun 1500-an penemuan tentang mikroskop cahaya telah meningkatkan pengetahuan dalam bidang biologi dasar, penelitian biomedis, diagnosa medis, dan ilmu material. Mikroskop cahaya dapat memperbesar objek sampai 1000 kali, dengan mikroskop ini dapat dilihat secara detail. Teknologi mikroskop cahaya telah berkembang dari mikroskop pertama yaitu Robert Hooke dan Antoni Van Leewenhoek. Teknik khusus dan optik telah dikembangkan untuk mengamati struktur dan biokimia dari sel hidup. Mikroskop optik yang paling digunakan saat ini dikenal sebagai mikroskop majemuk, di mana gambar diperbesar dari sebuah benda yang dihasilkan oleh lensa obyektif, untuk melihat gambar ini diperbesar oleh sistem lensa kedua (mata atau lensa mata). Mikroskop bahkan memasuki era digital, menggunakan *charge-coupled device* (CCD) dan kamera digital untuk menangkap gambar (Siciliano and Oussama, 2008).

Mikroskop digital merupakan modifikasi dari mikroskop optik tradisional. Mikroskop ini menggunakan optik dan *charge-coupled device* (CCD) kamera untuk menampilkan gambar digital pada monitor yang kemudian disimpan pada file komputer. Sebuah mikroskop optik berbeda dengan mikroskop digital, mikroskop optik dapat mengamati sampel langsung melalui lensa mata. Mikroskop digital memiliki gambar yang diproyeksikan langsung ke kamera CCD, sehingga diperoleh gambar yang direkam dengan kualitas yang lebih tinggi dibandingkan dengan mikroskop optik (Wendorff *et al*, 2012). Selain itu mikroskop digital dapat menampilkan gambar pada layar komputer, dengan perbesaran hingga 200x. Mikroskop optik dengan kemampuan rendah dapat memperbesar gambar dengan perbesaran 5-100x dan kemampuan tinggi dapat memperbesar gambar dengan perbesaran 100-1000x, tetapi hasil gambar yang diperoleh tidak dapat direkam (Bazu and Titue, 2011).

2.10 Software LabVIEW

Software LabVIEW merupakan perangkat lunak yang menggunakan bahasa pemrograman *G-Programming* yaitu dengan sistem grafik menggunakan lambang grafis (ikon) sebagai pengganti teks pada saat pembuatan program. Perangkat lunak ini merupakan produk dari *National Instrumen* yang didedikasikan untuk kegiatan antar muka dan pengendalian peralatan elektronik dengan menggunakan PC. Program LabVIEW juga merupakan suatu instrument virtual atau *Vis* (*Virtual instrument*), karena yang ditampilkan dan pengoperasiannya hampir sama dengan *instrument* secara nyata seperti *oscilloscopes* dan multimeter (Anonim, 2008).

LabVIEW terintegrasi secara penuh untuk komunikasi dengan perangkat keras yaitu instrument pengukurnya. LabVIEW⁸ 8 merupakan lanjutan dari LabVIEWTM 7.1 yang dirilis pada bulan Oktober 2005. LabVIEW ini menggunakan kode dan istilah yang sesuai dengan bahasa *text-based* untuk menguraikan hasil pada saat memprogram panel (Anonim, 2008).

LabVIEW mulai digunakan pertama kali di dalam laboratorium dan sampai sekarang masih tetap dipakai di beberapa laboratorium, mulai penelitian yang besar dan untuk perkembangan laboratorium di seluruh dunia (seperti di Lawrence Livormore, Argonne, Batelle, Sandia, Laboratorium Jet Propulsion, White Sands, Oak Ridge di Amerika, CERN di Eropa) dan dipakai untuk keperluan belajar-mengajar di beberapa universitas (Anonim, 2008).

BAB 3. METODOLOGI PERCOBAAN

3.1 Waktu dan Tempat Penelitian

Penelitian ini telah dilaksanakan pada bulan Mei - Oktober 2012 bertempat di Laboratorium Kimia Fisik Jurusan Kimia Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam Universitas Jember.

3.2 Alat dan Bahan

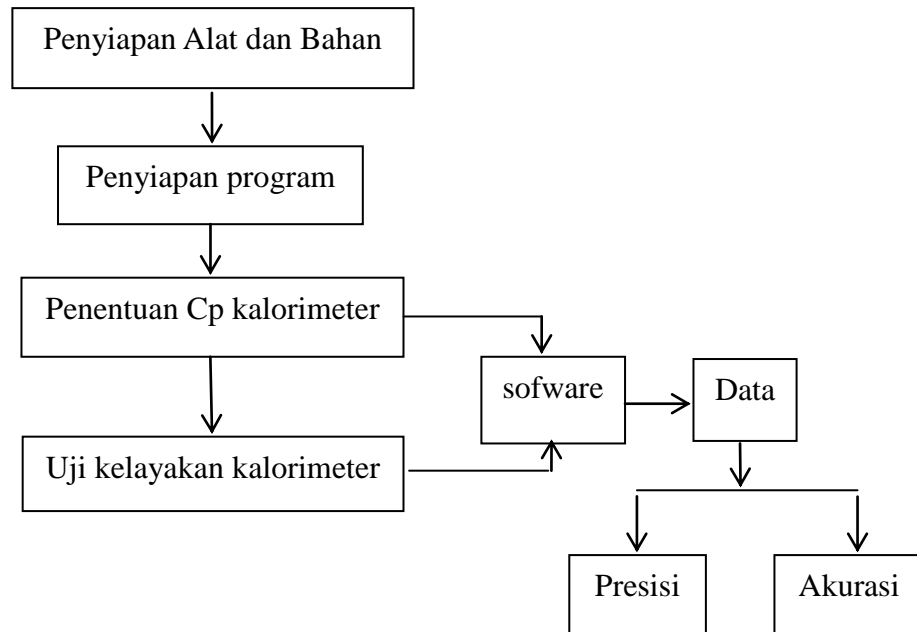
3.2.1 Alat

Peralatan yang digunakan dalam penelitian ini antara lain, gelas beker (500, 250) mL, erlenmeyer 50 mL, buret 25 mL, labu ukur (250, 500) mL, pipet tetes, corong, pipet mohr 50 mL, botol semprot, pengaduk, termometer, *styrofoam cup*, penangas, anak stirer, *water bath*, neraca analitik, statif, mikroskop digital Dyno Lite, komputer serta *software (Lab VIEW 8.6)*.

3.2.2 Bahan

Adapun bahan-bahan yang digunakan dalam penelitian ini adalah Aquades, Asam Klorida 37% (merk E. Merck; $M_r = 36,50$ gram/mol; $\rho = 1,19$ gram/mL), Natrium Hidroksida (merk E. Merck; $M_r = 40,00$ gram/mol), Fenolftalein (merk E. Merck; $M_r = 318,32$ gram/mol), Metil Merah (merk E. Merck; $M_r = 269,31$ gram/mol), Etanol 99,9% (merk E. Merck; $M_r = 46,07$ gram/mol; $\rho = 0,79$ gram/mL), Asam oksalat dihidrat ($M_r = 126,07$ gram/mol; $\rho = 1,65$ gram/mL), Amonium klorida (merk J.T. Baker; $M_r = 53,49$ gram/mol), Amonia solution 25% (merk E. Merck; $\rho = 0,903$ gram/mL).

3.3 Diagram Penelitian



3.4 Prosedur Penelitian

3.4.1 Pembuatan Larutan Asam Oksalat ($C_2H_2O_4 \cdot 2H_2O$)

Larutan asam oksalat dibuat dengan cara melarutkan 15,7873 gram serbuk asam oksalat dengan sedikit aquades ke dalam gelas beker. Kemudian dimasukkan dalam labu ukur 250,30 mL dan gelas beker dibilas dengan aquades dan dimasukkan pada labu ukur tersebut. Aquades ditambahkan dalam larutan tersebut sampai tanda batas sehingga diperoleh $C_2H_2O_4 \cdot 2H_2O$ 0,5009 M. Selanjutnya dilakukan pengenceran dengan konsentrasi 0,10 M dengan mengambil 49,70 mL larutan $C_2H_2O_4 \cdot 2H_2O$ 0,5009 M, kemudian dimasukkan pada labu ukur 250,30 mL dan ditambahkan aquades sampai tanda batas.

3.4.2 Pembuatan Larutan Indikator Fenolftalein

Larutan indikator fenolftalein dibuat dengan cara melarutkan 0,0187 gram serbuk fenolftalein dalam 15,00 mL etanol sampai homogen. Kemudian larutan tersebut ditambahkan 15,00 mL aquades sehingga diperoleh larutan fenolftalein.

3.4.3 Pembuatan Larutan Indikator Metil Merah

Larutan indikator metil merah dibuat dengan cara melarutkan 0,0508 gram serbuk metil merah dalam 15,00 mL etanol sampai homogen. Kemudian larutan tersebut ditambahkan 10,00 mL aquades sehingga diperoleh larutan metil merah.

3.4.4 Pembuatan larutan NaOH 1 M

Larutan NaOH dibuat dengan cara melarutkan 20,424 gram butiran natrium hidroksida dengan sedikit aquades ke dalam gelas beker. Kemudian dimasukkan dalam labu ukur 500,50 mL dan gelas beker dibilas dengan aquades dan dimasukkan pada labu ukur tersebut. Kemudian aquades ditambahkan dalam larutan tersebut sampai tanda batas sehingga diperoleh NaOH 1,021 M. Selanjutnya dilakukan pengenceran untuk konsentrasi 0,15 dan 0,10 M.

3.4.5 Pembuatan Larutan HCl 1 M

Larutan asam klorida dibuat dengan cara mengambil 41,50 mL HCl 37%, kemudian diencerkan dengan aquades dalam labu ukur 500,50 mL sampai tanda batas sehingga diperoleh HCl 1,001 M. Selanjutnya dilakukan pengenceran untuk konsentrasi 0,15 dan 0,10 M.

3.4.6 Pembuatan Larutan NH₄Cl 1 M

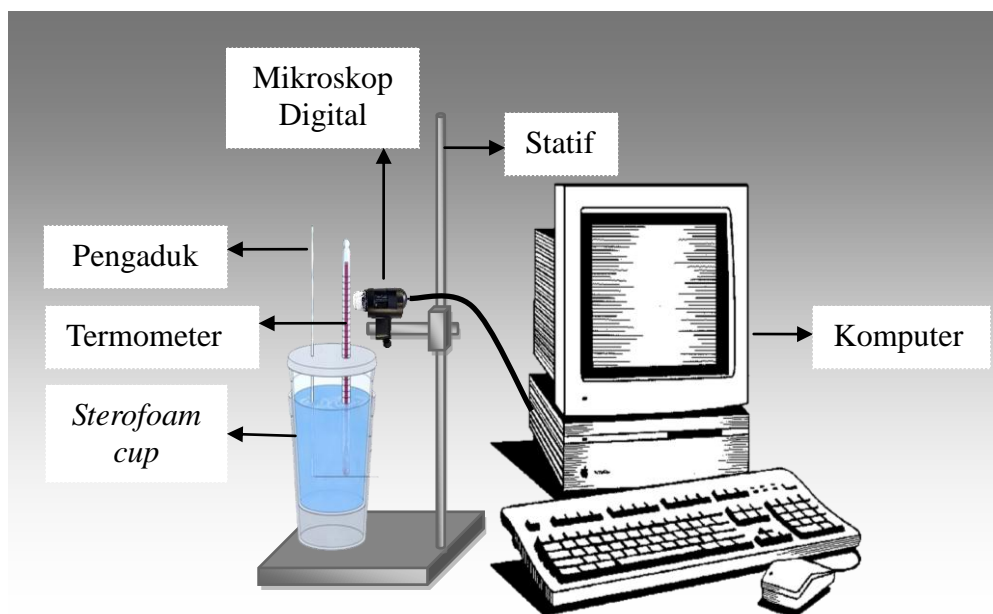
Larutan NH₄Cl dibuat dengan cara melarutkan 13,3942 gram butiran amonium klorida dengan sedikit aquades ke dalam gelas beker. Kemudian dimasukkan dalam labu ukur 250,30 mL dan gelas beker dibilas dengan aquades dan dimasukkan pada labu ukur tersebut. Kemudian aquades ditambahkan dalam larutan tersebut sampai tanda batas sehinggadiperoleh NH₄Cl 1,002 M. Selanjutnya dilakukan pengenceran untuk konsentrasi 0,15 dan 0,10 M.

3.4.7 Pembuatan Larutan NH_4OH 1 M

Larutan NH_4OH dibuat dengan cara mengambil 38,70 mL dari larutan NH_3 25%, kemudian diencerkan dengan aquades dalam labu ukur 500,50 mL sampai tanda batas sehingga diperoleh NH_4OH 1,033 M. Selanjutnya dilakukan pengenceran untuk konsentrasi 0,15 dan 0,10 M.

3.4.8 Persiapan program

Mikroskop digital dihubungkan pada komputer dan serangkaian alat kalorimeter dipasang seperti ditunjukkan pada Gambar 3.1. Kemudian dibuat program dengan *software Lab VIEW 8.6* untuk akuisisi video pembacaan suhu. Hasil video akuisisi dianalisa untuk menghitung nilai suhu yang diamati.

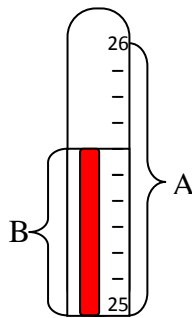


Gambar 3.1 Desain kalorimeter dengan pantauan mikroskop digital

3.4.9 Pengambilan Video Digital

Pengambilan video digital dilakukan dengan cara otomatis, yaitu dengan cara merekam video dari mikroskop digital yang dihadapakan pada alat termometer dalam

kalorimeter untuk pembacaan suhu. Kemudian video diproses dengan program *software Lab VIEW 8.6*. Penelitian ini menggunakan metode *line profile* yang menghasilkan grafik hubungan antara waktu (sumbu x) dengan nilai RGB (sumbu y). RGB merupakan metode yang didasarkan pada pengukuran nilai piksel warna suatu benda berdasarkan pada tiga warna dasar yaitu merah, hijau, dan biru. Pengukuran dilakukan dengan menarik garis pada gambar cairan (warna merah) pada alat termometer untuk mengukur jumlah piksel panjang A dan B dapat dihitung. Perubahan suhu yang nampak pada layar monitor dapat ditentukan dengan hubungan:



Gambar 3.2 Pembacaan skala suhu

$$\text{Suhu yang terbaca} = 25^{\circ}C + \frac{\sum B \text{ piksel}}{\sum A \text{ piksel}} \times 1^{\circ}C$$

Keterangan:

A= Panjang piksel yang sudah ditentukan

B= Panjang piksel yang terbaca

3.4.10 Pengukuran nilai C_p kalorimeter

Pengukuran nilai C_p kalorimeter dilakukan untuk menghitung nilai kapasitas panas alat kalorimeter. Prosedur pengukuran nilai C_p kalorimeter sebagai berikut: sebanyak 50,0 mL aquades dimasukkan ke dalam alat kalorimeter melalui corong, alat kalorimeter yang digunakan terbuat dari *styrofoam cup* yang terdiri dari gelas dan penutupnya. Mengklik tombol *Run* untuk memulai perekaman dengan lama waktu 5

menit, selanjutnya segera ditambahkan 50,0 mL aquades ke dalam gelas *styrofoam cup*. Sebelumnya aquades tersebut sudah dipanaskan dengan kenaikan suhu 1°C menggunakan termometer secara manual, kemudian diaduk oleh stirer. Perekaman suhu akan berhenti secara otomatis, maka percobaan awal dapat diakhiri dengan menekan tombol *stop*. Data rekaman dianalisa dengan menggunakan software LabView 8.6TM untuk mengetahui nilai suhu awal dan suhu akhir. Variasi suhu yang diukur sesuai dengan data Tabel 3.1 dan dilakukan pengulangan sebanyak 3 kali untuk pengukuran suhu.

Kalor jenis kalorimeter dapat ditentukan dari hasil pengukuran suhu yang ditentukan pada Tabel 3.1 dengan rumus :

Kalor yang diserap air dingin:

$$Q_1 = m_{air\ dingin} \times c_{air} \times \Delta T_1$$

$$Q_1 = m_{air\ dingin} \times c_{air} \times (T_{akhir} - T_{d\ awal})$$

2. Alat kalorimeter:

$$Q_2 = C_{kalorimeter} \times (T_{akhir} - T_{d\ awal})$$

$$Q_{terima} = Q_1 + Q_2$$

$$Q_{terima} = m_{air\ dingin} \times c_{air} \times (T_{akhir} - T_{d\ awal}) + C_{kalorimeter} \times (T_{akhir} - T_{d\ awal})$$

Kalor yang dilepaskan air panas :

$$Q_3 = m_{air\ panas} \times c_{air} \times \Delta T_2$$

$$Q_3 = m_{air\ panas} \times c_{air} \times (T_{p\ awal} - T_{akhir})$$

$$Q_{lepas} = m_{air\ panas} \times c_{air} \times (T_{p\ awal} - T_{akhir})$$

$$Q_{terima} = Q_{lepas}$$

$$m_{air\ dingin} \times c_{air} \times (T_{akhir} - T_{d\ awal}) + C_{kalorimeter} \times (T_{akhir} - T_{d\ awal}) = m_{air\ panas} \times c_{air} \times (T_{p\ awal} - T_{akhir})$$

$$C_{\text{calorimeter}} \times (T_{\text{akhir}} - T_{d \text{ awal}}) = m_{\text{air panas}} \times c_{\text{air}} \times (T_{p \text{ awal}} - T_{\text{akhir}}) - m_{\text{air dingin}} \times c_{\text{air}} \times (T_{\text{akhir}} - T_{d \text{ awal}})$$

$$C_{\text{calorimeter}} = \frac{m_{\text{air panas}} \times c_{\text{air}} \times (T_{p \text{ awal}} - T_{\text{akhir}}) - m_{\text{air dingin}} \times c_{\text{air}} \times (T_{\text{akhir}} - T_{d \text{ awal}})}{(T_{\text{akhir}} - T_{d \text{ awal}})}$$

Penentuan massa jenis : $m = \rho \times V$

Keterangan:

T_d : Suhu air dingin
 V : volume air

m : Massa air
 ρ : massa jenis air

T_p : Suhu air panas
 T_{akhir} : Suhu campuran

Tabel 3.1 Variasi suhu air

Suhu air pertama (t_1)	Suhu air kedua (t_2)	Suhu campuran (t_3)	Suhu air pertama (t_1)	Suhu air kedua (t_2)	Suhu campuran (t_3)
30 °C	31 °C		42 °C	43 °C	
32 °C	33 °C		44 °C	45 °C	
34 °C	35 °C		46 °C	47 °C	
36 °C	37 °C		48 °C	49 °C	
38 °C	39 °C		50 °C	51 °C	
40 °C	41 °C				

3.4.11 Pengujian kelayakan kalorimeter

Sebanyak 50,0 mL larutan HCl dimasukkan ke dalam *styrofoam cup* melalui corong. Mengklik tombol *Run* untuk memulai perekaman suhu HCl 0,15 M, selanjutnya segera ditambahkan 50,0 mL larutan NaOH 0,15 M ke dalam *styrofoam cup*, sebelumnya larutan NaOH diukur pada suhu 25°C menggunakan termometer dengan pengamatan secara manual, kemudian larutan tersebut diaduk dengan stirer. Hasil rekaman akan berhenti secara otomatis dan percobaan awal dapat diakhiri. Data rekaman dianalisa dengan menggunakan software LabView 8.6TM untuk menentukan

suhu awal dan suhu akhir. Pengulangan dilakukan sebanyak 3 kali untuk pengukuran suhu reaksi larutan dengan variasi konsentrasi 0,15 dan 0,10 M.

Pengukuran reaksi larutan juga dilakukan untuk larutan NaOH dengan NH₄Cl dan HCl dengan NH₄OH dengan variasi konsentrasi 0,15 dan 0,10 M. Hasil perubahan suhu yang diperoleh dimasukkan pada tabel 3.2, kemudian nilai entalpi reaksi dapat dihitung menggunakan persamaan 3.1:

$$\Delta H = - \left[(m_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \int_{T_1}^{T_2} dT) + \int_{T_1}^{T_2} C_{\text{calorimeter}} dT \right] \dots\dots\dots (3.1)$$

Tabel 3.2 Data pengukuran suhu

Suhu (°C)	Reaksi 1	Reaksi 2	Reaksi 3
Awal			
Akhir			
Perubahan suhu (ΔT)			

Keterangan :

1. Reaksi 1 adalah mengukur reaksi larutan NaOH dengan HCl.
2. Reaksi 2 adalah mengukur reaksi larutan NaOH dengan NH₄Cl.
3. Reaksi 2 adalah mengukur reaksi larutan HCl dengan NH₄OH.

3.4.12 Penentuan entalpi netralisasi dengan menggunakan Hukum Hess.

Penentuan entalpi reaksi dapat juga dilakukan dengan menggabungkan entalpi standar reaksi – reaksi individual dengan menggunakan Hukum Hess. Kalor reaksi hanya bergantung pada keadaan awal (pereaksi) dan keadaan akhir (produk) tidak bergantung pada jalannya reaksi.

Penentuan entalpi reaksi senyawa NH₄Cl dilakukan dengan mengkombinasi beberapa reaksi. Reaksi pertama larutan NaOH_(aq) direaksikan dengan HCl_(aq) dan ditentukan nilai ΔH₁. Reaksi kedua larutan NaOH_(aq) direaksikan dengan larutan NH₄Cl_(aq) dan ditentukan ΔH₂, kemudian nilai ΔH₁ dijumlahkan dengan nilai ΔH₂. Entalpi reaksi senyawa NH₄Cl juga dapat dihitung dengan satu tahap yaitu dengan

larutan $\text{HCl}_{(aq)}$ direaksikan dengan larutan $\text{NH}_4\text{OH}_{(aq)}$ kemudian ditentukan ΔH_3 reaksinya. Persamaan reaksi termokimia dapat dilihat pada tabel 3.3. dan data entalpi pembentukan standar (ΔH_f°) untuk penentuan entalpi molar reaksi dapat dilihat pada Tabel 2.1 (Randall, 2010).

Tabel 3.3 Persamaan reaksi termokimia (Lide, 2004)

NO	Persamaan reaksi termokimia	$\Delta H(\text{kJ/mol})$
1	$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-56,3
2	$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} + \text{NaCl}_{(aq)}$	-0,5
3	$\text{HCl}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-55,8

3.5 Analisa Data

3.5.1 Pengukuran Akurasi

Hasil yang akurat adalah hasil yang disepakati mendekati nilai sebenarnya dalam suatu pengukuran kuantitas. Perbandingan dibuat atas dasar pengukuran keakuratan dari akurasi. Penentuan akurasi suatu metode analisis kuantitatif dilakukan dengan menganalisa sampel sintetik, yaitu sampel yang diketahui komposisinya ataupun menggunakan sampel yang sudah diketahui dengan metode lain sebagai perbandingan. Perbedaan antara nilai-nilai pengamatan rata-rata yang mempunyai nilai berdekatan dengan nilai aktual dari sampel merupakan ukuran akurasi (Khopkar, 1990).

$$\text{akurasi} = 100\% - \left(\frac{\text{Data terbaca} - \text{Data sebenarnya}}{\text{Data sebenarnya}} \times 100\% \right) \dots\dots\dots(32)$$

Metode penentuan keakuratan yang digunakan dalam penelitian ini adalah dengan cara membandingkan nilai perhitungan dengan nilai yang terdapat pada

literatur dengan menggunakan persamaan 3.2. Perbedaan nilai-nilai pangamatan rata-rata yang mempunyai nilai berdekatan dengan nilai aktual literatur merupakan ukuran nilai akurasi.

3.5.2 Penentuan Presisi

Christian (1994) mendefinisikan presisi sebagai ukuran derajat keterulangan dari metode analisis, dimana nilai presisi dihitung dari standar deviasinya. Nilai presisi dinyatakan sebagai koefisien variasi melalui persamaan:

$$Kv = \left[\frac{SD}{x} \right] \times 100 \% \dots\dots\dots (3.3)$$

Dimana : SD = Standar Deviasi

x = Suhu rata-rata sampel

Kv = Koefisien variasi

Presisi ditentukan berdasarkan harga koefisien variasi (Kv) melalui persamaan 3.3 dengan terlebih dahulu menghitung standar deviasinya dan sinyal rata-rata suhu. Nilai koefisien variasi yang lebih rendah merupakan yang memiliki derajat keterulangan yang tinggi.

BAB 4. HASIL DAN PEMBAHASAN

4.1 Desain Kalorimeter Sederhana yang Dipantau dengan Mikroskop Digital

Kalorimeter sederhana dengan memanfaatkan mikroskop digital merupakan suatu rangkaian alat kalorimeter dengan memanfaatkan mikroskop digital sebagai fungsi alat bantu dalam menentukan pembacaan suhu pada termometer yaitu dengan merekam perubahan suhu yang terjadi pada saat pencampuran larutan untuk menentukan pembacaan suhu awal dan suhu campurannya. Pengukuran dengan metode kalorimeter ini menggunakan sensor mikroskop digital yang terhubung dengan *Portable Computer* (PC). Video yang dihasilkan selanjutnya dianalisa dan diproses dengan menggunakan *histrogram line profile* pada program *LabView™ 8.6* yang telah dibuat. Data yang ditampilkan pada layar monitor komputer berupa hubungan kurva suhu antara waktu dengan nilai RGB. Hasil yang diperoleh kemudian diuji presisi, akurasi dan selanjutnya dibandingkan dengan literatur.

Rangkaian kalorimeter sederhana pada Gambar 4.1 terdiri dari beberapa komponen yaitu *styrofoam* yang berfungsi sebagai tempat sampel yang diamati dimana terdiri dari gelas dan penutup *styrofoam*, kemudian corong dan selang berfungsi untuk mengalirkan sampel tujuannya tutup *styrofoam* tidak perlu dibuka. Hal ini untuk memperkecil suhu sistem kontak dengan suhu lingkungan. Termometer berfungsi mengukur suhu larutan, dan stirer berfungsi sebagai pengaduk pada saat pencampuran larutan. Hasil rekaman video yang ditangkap oleh mikroskop digital diakuisisi ke dalam *Personal Computer* (PC), kemudian disimpan oleh *Personal Computer* (PC) dan diolah dengan program *SoftWare LabView™ 8.6*.

Pengolahan video digital proses pembacaan perubahan suhu menggunakan pengukuran nilai piksel hasil warna pada kenaikan suhu di termometer yang memiliki

warna merah selama proses pengukuran berlangsung sampai tercapai suhu campuran pada video digital.



(a)



(b)



(c)



(d)

(a) Rangkaian kalorimeter dan mikroskop digital secara keseluruhan; (b) Rangkaian kalorimeter dan mikroskop digital dilihat dari samping; (c) Rangkaian kalorimeter dan mikroskop digital dilihat dari depan; (d) Gelas kalorimeter (1); penutup kalorimeter (2)

Gambar 4.1 Rangkaian Kalorimeter Sederhana yang Dipantau dengan Mikroskop Digital

Nilai piksel yang dihasilkan dalam video digital ini memiliki tiga komponen warna yaitu *Red, Green, Blue (RGB)*. Pemrosesan gambar digital menjadi nilai RGB menggunakan metode *histrogram line profile*. Nilai RGB dikonversikan ke dalam histogram garis, dimana suatu histogram akan menggambarkan total jumlah grafik batang yang dihasilkan dari jumlah piksel di (dalam) suatu video. Perubahan kenaikan suhu pada saat proses pencampuran larutan dapat dihubungkan dengan intensitas cahaya atau nilai piksel yang memiliki kekuatan intensitas sebesar 8 bit. Jumlah piksel dapat diperoleh dengan cara menarik garis (*line profile RGB*) dua dimensi pada warna termometer yang diasumsikan mewakili dari keseluruhan warna termometer saat mencapai suhu campuran maksimum.

Nilai skala histogram garis yang ditarik dari hasil video digital dimasukkan ke dalam blok diagram program mikroskop, sehingga nilai RGB yang akan terekam adalah nilai RGB dari histogram garis pada video digital yang telah dimasukkan kedalam program mikroskop. Rentangan titik pada video digital dianalisa dengan *histrogram line profile* antara (91, 271) sampai (538, 271), rentangan titik inilah yang nantinya akan dianalisa intensitas warna pada termometer yang diamati, sehingga tingkat kecerahan *piksel* pada titik tersebut dapat terukur.

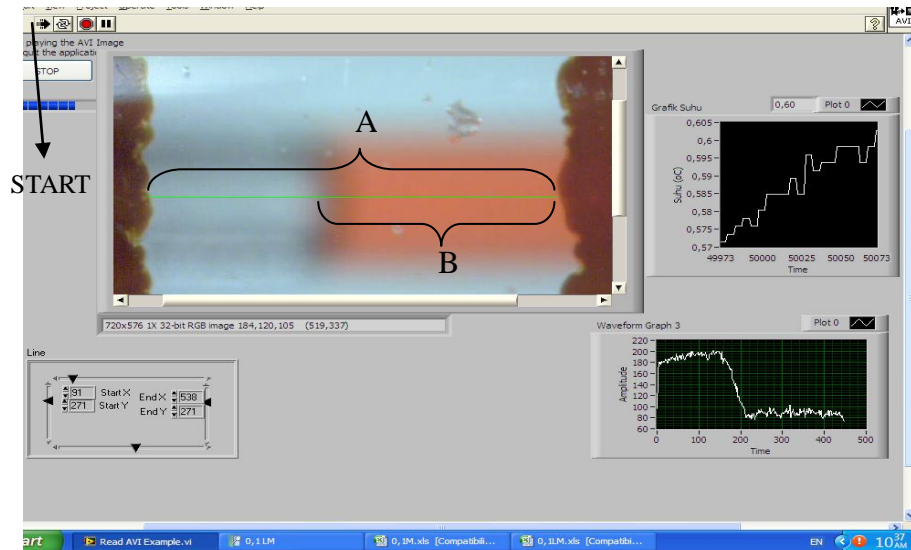
4.2 Pembuatan Program untuk Analisa Perhitungan Jumlah Piksel Pada Gambar Digital Termometer.

Program ini menampilkan dua tampilan yaitu *front panel* dan blok diagram. *Front panel* sebagai monitor tampilan pada saat proses berlangsung, sedangkan blok diagram digunakan untuk mendesain fungsi logika kerja dari program yang dibuat, cara pengoperasian program ini sebagai berikut:

1. Pilih program kalorimeter sederhana yang sudah didesain;
2. Masukkan video yang akan dianalisa;
3. Tekan tombol “Run” → guna menjalankan pengukuran;

4. Selesai pengukuran, data akan tersimpan secara otomatis.

Tampilan *front panel* pada Gambar 4.2 digunakan untuk analisis video pembacaan suhu dengan memanfaatkan mikroskop digital. Mikroskop digital yang tepat di depan termometer akan merekam perubahan suhu pada termometer hingga mencapai suhu maksimum. Gambar yang ditangkap oleh Mikroskop digital akan diakuisisi ke dalam *Personal Computer* (PC) yang kemudian disimpan oleh *Personal Computer* (PC). Hasil video yang diperoleh akan diproses oleh program LabView™ 8.6 secara otomatis. Hasil gambar video tersebut ditarik garis pada tampilan sehingga diperoleh grafik hubungan waktu dengan jumlah piksel. Proses analisa pada daerah rentangan titik yang mewakili hasil gambar akan berhenti dengan sendirinya, kemudian data hasil pembacaan disimpan dengan otomatis sehingga diperoleh suhu awal dan suhu campurannya.

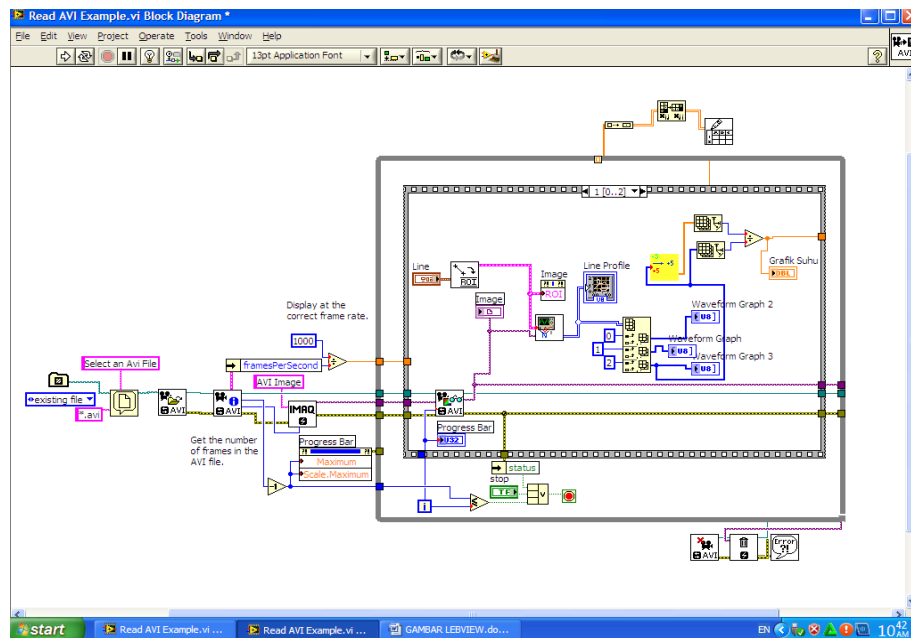


Gambar 4.2 Tampilan *front panel* pembacaan skala termometer

Metode RGB merupakan metode yang didasarkan pada pengukuran nilai piksel warna suatu benda berdasarkan pada tiga warna dasar yaitu merah (*Red*), hijau

(Green), dan biru (Blue). Pengukuran dilakukan dengan menarik garis pada bagian warna termometer, sehingga dihasilkan *line profil* RGB.

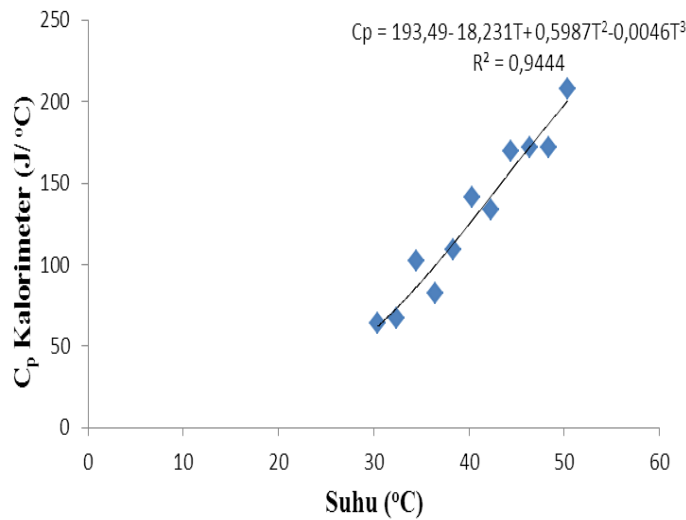
Panjang garis antara A dan B pada Gambar 4.2 akan mewakili jumlah piksel yang dihasilkan dari pergerakan warna pada termometer pada saat perubahan suhu berlangsung. Jumlah piksel panjang A dan B ini dimasukkan ke dalam blok diagram program mikroskop pada Gambar 4.3, sehingga jumlah piksel pada garis A dan B diketahui dimana perubahan suhu dalam 1°C di bawah 447 piksel, sehingga panjang garis A dan B dapat diketahui jumlah piksel yang diperoleh.



Gambar 4.3 Tampilan blok diagram pembacaan skala termometer

4.3 Penentuan Fungsi C_p Kalorimeter Terhadap Suhu

Kapasitas panas pada tekanan konstant (C_p) digunakan untuk mencari nilai daya serap kalorimeter terhadap panas. Kapasitas panas nantinya digunakan untuk menghubungkan perubahan entalpi dengan perubahan suhu. Hasil grafik 4.4 menunjukkan bahwa C_p merupakan fungsi suhu, artinya nilai C_p berubah dengan seiring perubahan suhu larutan.



Gambar 4.4 Hubungan grafik C_p kalorimeter dengan suhu

Hasil lima grafik pada *lampiran 1* menunjukkan bahwa persamaan C_p merupakan fungsi suhu. Kelima persamaan tersebut dilakukan uji sampel untuk menentukan nilai entalpi, persamaan yang digunakan dapat dilihat dari nilai akurasi entalpi yang diperoleh. Persamaan C_p yang digunakan adalah grafik 4.4 dengan jenis polinomial 3 yaitu $C_p = 193,49 - 18,231T + 0,5987T^2 - 0,0046T^3$, hal ini dapat dilihat nilai entalpi hasil uji mendekati dengan nilai entalpi literatur pada *lampiran 3*. Persamaan ini menunjukkan bahwa kapasitas panas kalorimeter dipengaruhi oleh perubahan suhu larutan yang diukur.

4.4 Tingkat Akurasi dan Presisi Desain Kalorimeter Sederhana yang Dipantau dengan Mikroskop Digital

Hasil analisa dalam penelitian ini kemudian dilakukan uji statistik diantaranya uji akurasi, dan presisi.

4.4.1 Akurasi

Hasil yang akurat adalah hasil yang disepakati mendekati nilai sebenarnya dalam suatu pengukuran kuantitas. Perbandingan dibuat atas dasar pengukuran

keakuratan dari akurasi. Hasil persen akurasi untuk tiap konsentrasi tertera pada tabel 4.1 dan 4.2 merupakan hasil akurasi berdasarkan perhitungan perbandingan hasil uji dengan literatur, sedangkan pada tabel 4.3 dan 4.4 merupakan hasil akurasi berdasarkan perhitungan perbandingan $\Delta H_1 + \Delta H_2$ dengan ΔH_3 dan literatur.

Tabel 4.1 Perbandingan akurasi entalpi hasil uji kalorimeter sederhana yang dipantau dengan mikroskop digital dengan literatur pada konsentrasi 0,15 M

Sampel	ΔH (kJ/mol)	ΔH (kJ/mol)	Akurasi (%)
	Hasil Uji	Literatur	
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-56,63	-56,3	99,4
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} + \text{NaCl}_{(aq)}$	-7,18	-0,5	6,9
$\text{HCl}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-56,37	-55,8	99,0

Tabel 4.2 Perbandingan akurasi entalpi hasil uji kalorimeter sederhana yang dipantau dengan mikroskop digital dengan literatur pada konsentrasi 0,10 M

Sampel	ΔH (kJ/mol)	ΔH (kJ/mol)	Akurasi (%)
	Hasil Uji	Literatur	
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-55,37	-56,3	98,3
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} + \text{NaCl}_{(aq)}$	-4,35	-0,5	11,5
$\text{HCl}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-54,69	-55,8	98,0

Hasil nilai akurasi dari masing-masing variasi konsentrasi 0,10; 0,15 M pada penentuan entalpi reaksi menggunakan kalorimeter sederhana yang dipantau dengan mikroskop digital, menunjukkan nilai persen akurasi dari masing-masing reaksi nilainya mendekati dengan nilai entalpi literatur. Hasil akurasi antara reaksi NaOH dengan HCl dan reaksi HCl dengan NH_4OH pada konsentrasi 0,15 M dan 0,1 M pada tabel 4.1 dan 4.2 menunjukkan hasil akurasinya besar artinya nilai entalpi hasil uji mendekati dengan nilai entalpi literatur. Hasil ini berbeda dengan entalpi yang dihasilkan dari pengukuran reaksi antara NaOH dengan NH_4Cl pada konsentrasi 0,15M dan 0,10 M pada tabel 4.1 dan 4.2 ini menunjukkan hasil akurasinya lebih

kecil dari nilai akurasi pada sampel reaksi NaOH dengan HCl dan reaksi HCl dengan NH₄OH. Hasil data ini disebabkan karena terdapat faktor yang mempengaruhi perubahan suhu yang dihasilkan yaitu nilai entalpi reaksi NaOH dengan NH₄Cl pada literatur kecil yaitu sebesar 0,5 kJ/mol artinya panas yang dilepaskan sangatlah kecil kemungkinan perubahan suhu yang terjadi sangat kecil, sehingga pembacaan pada termometer dengan mikroskop digital masih belum mampu membaca pada kondisi dengan nilai entalpi yang sangat kecil.

Tabel 4.3 Hasil akurasi $\Delta H_1 + \Delta H_2$ dibandingkan dengan ΔH_3 .

Konsentrasi reaktan	ΔH_3 (kJ/mol)	$\Delta H_1 + \Delta H_2$ (kJ/mol)	Akurasi (%)
0,15 M	-56,37	-49,45	87,7
0,10 M	-54,69	-51,05	93,3

Tabel 4.4 Hasil akurasi $\Delta H_1 + \Delta H_2$ dibandingkan dengan literatur.

Konsentrasi reaktan	ΔH_3 (kJ/mol) literatur	$\Delta H_1 + \Delta H_2$ (kJ/mol)	Akurasi (%)
0,15 M	-55,8	-49,45	88,6
0,10 M	-55,8	-51,05	91,4

Nilai akurasi berdasarkan perhitungan $\Delta H_1 + \Delta H_2$ dibandingkan dengan ΔH_3 dan literatur pada konsentrasi 0,15 M dan 0,10 M pada tabel 4.3 dan 4.4 menunjukkan hasil akurasi lebih kecil dari nilai akurasi pada setiap reaksi pada tabel 4.1 dan 4.2, hal ini dipengaruhi oleh penjumlahan reaksi $\Delta H_1 + \Delta H_2$ dimana nilai entalpi ΔH_2 jauh dari literatur.

4.4.2 Presisi

Cristian (1994) mendefinisikan presisi sebagai ukuran derajat keterulangan dari metode analisis. Nilai presisi dari suatu metode didapatkan dari nilai koefisien variasinya. Nilai Kv (Koefisien variasi) menunjukkan tingkat kesalahan pengukuran akibat pengulangan analisa, sehingga nilai koefisien variasi berbanding terbalik dengan nilai kepresisian (derajat keterulangan). Nilai koefisien variasinya semakin kecil, maka semakin tinggi nilai presisinya dan nilai Kv yang diharapkan di bawah 5%.

Tabel 4.5 Analisis Presisi Data sampel pada konsentrasi 0,15 M

Sampel	ΔT rata - rata ($^{\circ}C$)	SD (s)	kv(%)
$NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$	0,922	0,011	1,199
$NaOH_{(aq)} + NH_4Cl_{(aq)} \rightarrow NH_4OH_{(aq)} + NaCl_{(aq)}$	0,117	0,004	2,993
$HCl_{(aq)} + NH_4OH_{(aq)} \rightarrow NH_4Cl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$	0,918	0,029	3,174

Tabel 4.6 Analisis Presisi Data sampel pada konsentrasi 0,10 M

Sampel	ΔT rata - rata ($^{\circ}C$)	SD (s)	kv(%)
$NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$	0,602	0,009	1,602
$NaOH_{(aq)} + NH_4Cl_{(aq)} \rightarrow NH_4OH_{(aq)} + NaCl_{(aq)}$	0,047	0,002	3,227
$HCl_{(aq)} + NH_4OH_{(aq)} \rightarrow NH_4Cl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$	0,594	0,016	2,734

Data analisis uji presisi sampel pada tabel 4.5 dan 4.6 merupakan koefisien variasi dari tiga kali pengulangan, dimana nilai Kv menunjukkan tingkat kesalahan pengukuran akibat pengulangan. Hasil presisi yang diperoleh pada konsentrasi 0,15 M dan 0,10 M adalah di bawah 5% seperti pada tabel 4.5 dan 4.6. Hasil tersebut memiliki presisi yang tinggi artinya tingkat kesalahan pengukuran akibat pengulangan kecil.

BAB 5. PENUTUP

5.1 Kesimpulan

Berdasarkan hasil penelitian Desain Kalorimeter Sederhana yang Dipantau dengan Mikroskop Digital maka dapat disimpulkan sebagai berikut:

1. Nilai resolusi pembacaan suhu termometer dalam 1°C pada kalorimeter sederhana yang dipantau dengan mikroskop digital sebesar $0,002^{\circ}\text{C}$, untuk pembacaan secara manual resolusinya hanya $0,5^{\circ}\text{C}$.
2. Nilai C_p kalorimeter sederhana yang dipantau dengan mikroskop digital menunjukkan bahwa C_p kalorimeter merupakan fungsi suhu, artinya nilai C_p berubah dengan seiring perubahan suhu larutan. Persamaan yang diperoleh yaitu $C_p = 193,49 - 18,23T + 0,5987T^2 - 0,0046T^3$.
3. Hasil uji kelayakan dengan menentukan entalpi netralisasi berdasarkan nilai akurasi dan presisi. Hasil nilai akurasi pada sampel yang memiliki nilai entalpi besar didapatkan nilai akurasi besar berbeda dengan nilai entalpi kecil memiliki akurasi yang kecil. Hasil akurasi perbandingan hasil uji dengan literatur pada konsentrasi 0,15 dan 0,10 M berturut-turut 99,4 % dan 98,3 % untuk sampel ΔH_1 , 6,9 % dan 11,5 % untuk sampel ΔH_2 , dan 99,0 % dan 98,0 % untuk sampel ΔH_3 . Nilai presisi pada konsentrasi 0,15 dan 0,10 M menunjukkan nilai Kv yang diperoleh di bawah 5%, sehingga nilai presisinya baik.

5.2 Saran

Penelitian ini perlu dikembangkan lebih lanjut berdasarkan hasil akurasi yang diperoleh perlu dilakukan uji sampel dengan sampel yang memiliki nilai entalpi (ΔH) ± 50 kJ/mol, misalnya reaksi $\text{HBr}_{(aq)}$ dengan $\text{NaOH}_{(aq)}$

DAFTAR PUSTAKA

- Anderson, G.M. 2005. *Thermodynamics of Natural Systems*. New York: Cambridge University Press.
- Anonim. 2008. *LabVIEW*. (<http://www.ni.com/LabVIEW/>)[01 Maret 2011].
- Atkins, P., & Paula, D. J. 2006. *Physical Chemistry*. Eighth Edition. Oxford: Oxford Universitas Press.
- Averill, B., & Patricia, E. 2006. *Chemistry principles, Patterns, and Aplplications*. San Francisco: Benjamin Cummings.
- Bazu, M., & Bajenescu, T. 2011. *Failure Analysis; A Practical Guide for Manufacturers of Electronic Components and System*. Cheenai: Wiley Series in Quality and Reliability Engineering.
- Bird, T. 1993. *Kimia Fisik untuk Universitas*. Jakarta: Gramedia Pustaka Utama.
- Bobrow Test Preparation Service, 2011. *Cliffa AP Chemistry*. Wiley: Haboken.
- Catarino, I. & Bonfait, G. 2000. A Simple Calorimeter for Fast Adiabatic Heat Capacity Measurements from 15 to 300 K Based on Closed Cycle Cryocooler. *Elsevier: Cryogenics*.425-430.
- Chang, R. 2005. *Physical Chemistry for The Biosciences*. USA: Acid-Free Paper.
- Christian, G.D. 1994. *Analytical Chemistry*. Fifth Edition. Kanada: John Wiley and Sons.
- Ebbing, D. & Gammon, S.D. 2011. *General Chemistry*. Ninth Edition. Belmont: Judy Inouye.
- Khopkar, S.M. 1990. *Konsep Dasar Kimia Analitik*, Penerjemah A. Saptoraharjo. Jakarta: Penerbit Universitas Indonesia(UI-Press).
- Kondepudi, D. 2008. *Introduction to Modern Thermodynamics*. Britain: Acid-Free Paper.
- Kotz, J. C. Trechel, P.M., & Townsend, J. 2011. *Chemistry and Chemical reactivity*. Eighth Edition. USA: Brooks/Cole.

- Lide, D. R. 2004. *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. New York: CRC Press LLC.
- Mulyono. 2009. *Membuat Reagen Kimia di Laboratorium*. Jakarta: PT. Bumi Aksara.
- Mujiarto, I. 2005. *Sifat dan Karakterisasi Material Plastik dan Bahan Aditif*. Semarang: AMNI.
- Quarrie, D. A., & Douglas, J. 1997. *Physical Chemistry; a Molecular Approach*. USA: Brooks/Cole.
- Raj, G. 2004. *Thermodynamics; statistical thermodynamics and irreversible thermodynamics*. Meerut: Prabhat Offset Printers.
- Randall, J. 2010. *Advanced Chemistry with Vernier*. Beaverton: Vernier.com.
- Reyes, C. 2009. *Rcadvisor's model airplane design made easy*. New Mexico: Rcadvisor.com.
- Richner, G., Hungerbuehler, K., & Schenker, B. 2010. *Method and Device for Determining Specific Heat Capacity*. Alexandria: United States Patent.
- Rufiati, E. 2011. *Penentuan Kalor Reaksi*. Surabaya: Unair.
- Seddon, J. M., & Gale, J. D. 2001. *Thermodynamics and Statistical Mechanics*. Cambridge: Royal Society of Chemistry.
- Siciliano, B., & Khatib, O. 2008. *Springer Handbook of Robotics*. Wurzburg : Stiirtz Gmbh.
- Singh, N.B., Saran, D.S., & Singh A. K. 2009. *Physical Chemistry, Volume 2*. New Delhi: New Age International.
- Slowinski, E. J., Wosley, W.C., & Rossi, R.C. 2011. *Chemical Principles the Laboratory Tenth Edition*. USA: Brooks/Cole.
- Stevens, M.P. 2001. *Kimia Polimer*. Terj. Sopyan, I. Jakarta: Pradnya Paratama.
- Sudirham, S., Utari, N. 2010. *Mengenal Sifat-Sifat Material (1)*. Bandung: Darpublic.
- Suminar, A. S. 2001. *Prinsip-prinsip Kimia Modern*. Jakarta: Erlangga.

- Suwandi, M. 1995. *ABC Termodinamika Kimia*. Jakarta: Universita Indonesia
- Wendorff, J. H., Agarwal, A., & Greiner, A. 2012. *Electrospinning; Materials, Processing, and Applications*. Singapore: Markono Print Media.
- Weast, R.C. 1988. *CRC Handbook of Chemistry and Physics*. Florida: CRC Press LLC.
- Zumdahl, S.S., Susan, A.Z. 2010. *Chemistry*. Eighth Edition. USA: Brooks/Cole.

Lampiran A. Perhitungan C_p kalorimeter

$$C_{\text{kalorimeter}} = \frac{m_{\text{air panas}} \times c_{\text{air}} \times (T_{p \text{ awal}} - T_{\text{akhir}}) - m_{\text{air dingin}} \times c_{\text{air}} \times (T_{\text{akhir}} - T_{d \text{ awal}})}{(T_{\text{akhir}} - T_{d \text{ awal}})}$$

Diketahui : Volume air panas = 50 mL Volume air dingin = 50 mL

Kapasitas jenis panas air (c) = 4,2 J/gram $^{\circ}$ C

Massa air = volume air (v) x massa jenis air (ρ)

A.1 Tabel massa jenis air

Suhu ($^{\circ}$ C)	ρ (g/cm 3)	Suhu ($^{\circ}$ C)	ρ (g/cm 3)	Suhu ($^{\circ}$ C)	ρ (g/cm 3)
25	0,9970449	34	0,9943715	43	0,9910358
26	0,9967837	35	0,9940319	44	0,9906280
27	0,9965132	36	0,9936842	45	0,9902132
28	0,9962335	37	0,9933287	46	0,9897914
29	0,9959448	38	0,9929653	47	0,9893628
30	0,9956473	39	0,9925943	48	0,9889273
31	0,9953410	40	0,9922158	49	0,9884851
32	0,9950262	41	0,9918298	50	0,9980363
33	0,9947030	42	0,9914364	51	0,9975809

(Weast, 1988)

$$SD = \sqrt{\frac{\sum_{i=1}^{i=n} |x_i - \bar{x}|}{n - 1}}$$

$$kv = \frac{SD}{\bar{x}} \times 100$$

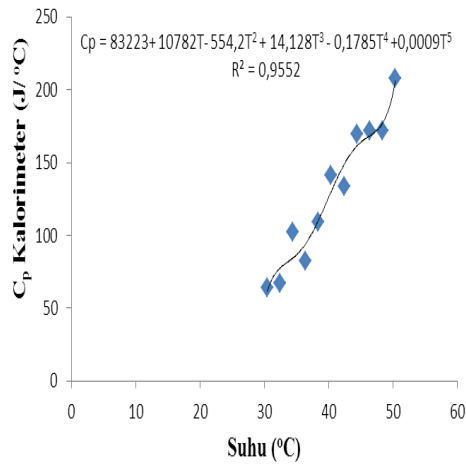
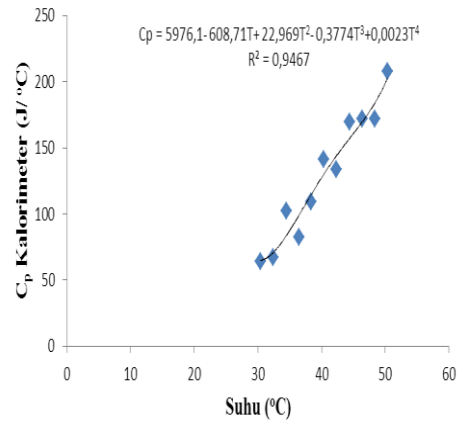
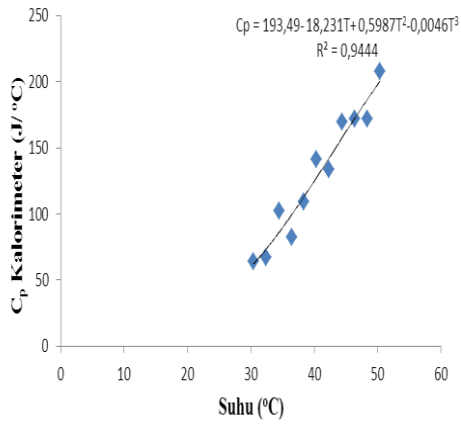
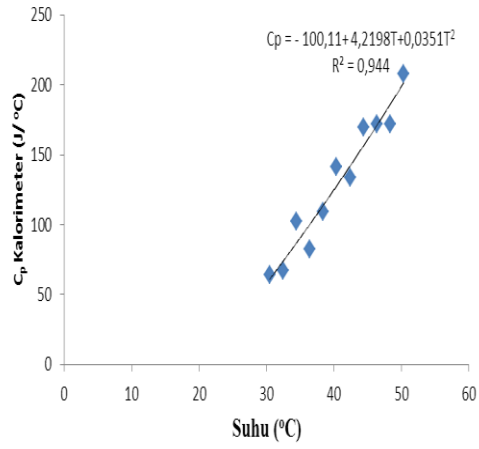
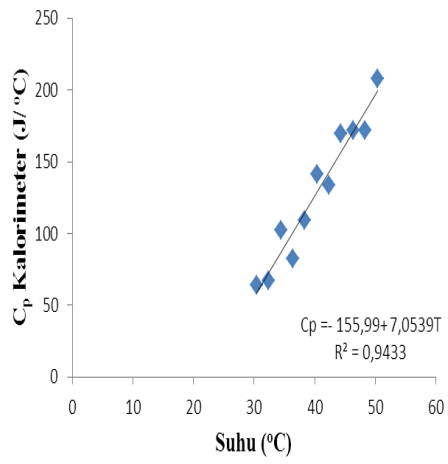
A.2 Tabel nilai SD, Kv dan C_p ($J/^\circ C$) air pada beberapa variasi suhu

Suhu ($^\circ C$)	Suhu air ($^\circ C$)	Pengulangan			$T_{Rata-rata}$ ($^\circ C$)	SD	Kv	C_p ($J/^\circ C$)
		1	2	3				
30 dan 31	$T_{air\ dingin}$	30,063	30,113	30,000	30,059	0,0315	0,1035	63,97
	$T_{air\ panas}$	31,000	31,000	31,000	31,000			
	T_{akhir}	30,469	30,498	30,435	30,467			
32 dan 33	$T_{air\ dingin}$	32,024	32,024	32,000	32,016	0,0064	0,0196	66,93
	$T_{air\ panas}$	33,000	33,000	33,000	33,000			
	T_{akhir}	32,444	32,444	32,433	32,440			
34 dan 35	$T_{air\ dingin}$	34,090	34,070	34,071	34,080	0,0072	0,0210	101,95
	$T_{air\ panas}$	35,000	35,000	35,000	35,000			
	T_{akhir}	34,458	34,445	34,446	34,449			
36 dan 37	$T_{air\ dingin}$	36,033	36,004	36,005	36,014	0,0080	0,0220	82,35
	$T_{air\ panas}$	37,000	37,000	37,000	37,000			
	T_{akhir}	36,434	36,418	36,425	36,426			
38 dan 39	$T_{air\ dingin}$	38,013	38,013	38,013	38,013	0,0017	0,0045	109,21
	$T_{air\ panas}$	39,000	39,000	39,000	39,000			
	T_{akhir}	38,403	38,406	38,403	38,404			
40 dan 41	$T_{air\ dingin}$	40,000	40,002	40,000	40,000	0,0012	0,0029	141,25
	$T_{air\ panas}$	41,000	41,000	41,000	41,000			
	T_{akhir}	40,374	40,374	40,372	40,373			
42 dan 43	$T_{air\ dingin}$	42,000	42,015	42,014	42,000	0,0045	0,0106	133,29
	$T_{air\ panas}$	43,000	43,000	43,000	43,000			
	T_{akhir}	42,374	42,383	42,379	42,379			

Suhu (°C)	Suhu air (°C)	Pengulangan			T _{Rata-rata} (°C)	SD	Kv	C _p (J/°C)
		1	2	3				
	T _{air dingin}	44,017	44,032	44,004	44,018			
44 dan 45	T _{air panas}	45,000	45,000	45,000	45,000	0,0125	0,0282	169,13
	T _{akhir}	44,371	44,377	44,353	44,367			
	T _{air dingin}	46,006	46,023	46,006	46,012			
46 dan 47	T _{air panas}	47,000	47,000	47,000	47,000	0,0080	0,0173	171,43
	T _{akhir}	46,354	46,370	46,361	46,360			
	T _{air dingin}	48,012	48,014	48,006	48,011			
48 dan 49	T _{air panas}	49,000	49,000	49,000	49,000	0,0040	0,0084	171,87
	T _{akhir}	48,365	48,360	48,357	48,361			
	T _{air dingin}	50,069	50,028	50,037	50,045			
50 dan 51	T _{air panas}	50,000	50,000	50,000	50,000	0,0170	0,0338	207,43
	T _{akhir}	50,384	50,355	50,354	50,364			

A.3 Tabel suhu campuran dan C_p Kalorimeter pada beberapa variasi suhu

Suhu (°C) = Sumbu x	C _p Kalorimeter (J/°C) = Sumbu y	Suhu (°C) Sumbu x	C _p Kalorimeter (J/°C) = Sumbu y
30,467	63,97	42,379	133,29
32,440	66,93	44,367	169,13
34,449	101,95	46,362	171,43
36,426	82,35	48,361	171,87
38,404	109,21	50,364	207,43
40,373	141,25		



Lampiran B. Perhitungan Entalpi Reaksi

Diketahui : Volume setiap sampel = 50 mL
 Kapasitas jenis panas pelarut (c) = 4,2 J/gram°C
 Massa jenis pelarut = 0,99704 gram/mL (25°C)
 Massasampel= volumesampel x massa jenis pelarut

B.1 Reaksi $\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

Konsentrasi reaktan (M)	Suhu air (°C)	Pengulangan			T _{Rata-rata} (°C)	SD	Kv
		1	2	3			
0,15	T ₁ (awal)	25,066	25,064	25,059	25,063	0,011	1,199
	T ₂ (akhir)	26,000	25,985	25,971	25,985		
	ΔT (T ₁ -T ₂)	0,934	0,921	0,912	0,922		
0,10	T ₁ (awal)	25,035	25,005	25,059	25,033	0,009	1,602
	T ₂ (akhir)	25,630	25,618	25,657	25,635		
	ΔT (T ₁ -T ₂)	0,595	0,613	0,598	0,602		

B.2 Reaksi $\text{NaOH}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} + \text{NaCl}_{(aq)}$

Konsentrasi reaktan (M)	Suhu air (°C)	Pengulangan			T _{Rata-rata} (°C)	SD	Kv
		1	2	3			
0,15	T ₁ (awal)	25,068	25,076	25,059	25,068	0,004	2,993
	T ₂ (akhir)	25,185	25,190	25,180	25,185		
	ΔT (T ₁ -T ₂)	0,117	0,114	0,121	0,117		
0,10	T ₁ (awal)	25,219	25,109	25,350	25,226	0,002	3,227
	T ₂ (akhir)	25,268	25,155	25,397	25,273		
	ΔT (T ₁ -T ₂)	0,049	0,046	0,047	0,047		

B.3 Reaksi $\text{HCl}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$

Konsentrasi reaktan (M)	Suhu air ($^{\circ}\text{C}$)	Pengulangan			$T_{\text{Rata-rata}}$ ($^{\circ}\text{C}$)	SD	Kv
		1	2	3			
0,15	T_1 (awal)	25,029	25,038	25,023	25,030	0,029	3,174
	T_2 (akhir)	25,920	25,953	25,972	25,948		
	ΔT (T_1-T_2)	0,891	0,915	0,949	0,918		
0,10	T_1 (awal)	25,130	25,002	25,000	25,044	0,016	2,734
	T_2 (akhir)	25,743	25,584	25,589	25,638		
	ΔT (T_1-T_2)	0,613	0,582	0,589	0,594		

B.4 Tipe persamaan linier

$$\Delta H = -[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + (\int C_p dT)]$$

$$\Delta H = -[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + (\int (a + bT) dT)]$$

$$\Delta H = -[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + (\int (-155,99 + 7,0539T) dT)]$$

$$\Delta H = -\left[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + \left((-155,99)(T_2 - T_1) + \frac{1}{2}(7,0539)(T_2^2 - T_1^2) \right) \right]$$

Sampel	ΔH (kJ/mol)	
	Konsentrasi 0,15 M	Konsentrasi 0,10 M
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-54,33	-53,03
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} + \text{NaCl}_{(aq)}$	-6,87	-4,16
$\text{HCl}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-54,07	-52,39

B.5 Tipe persamaan $C_p = a + bT + \frac{c}{T^2}$

$$\Delta H = -\left[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + \left(\int C_p dT \right) \right]$$

$$\Delta H = -\left[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + \left(\int \left(a + bT + \frac{c}{T^2} \right) dT \right) \right]$$

$$\Delta H = -\left[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + \left(\int \left(16,44 + 17,9188T + \frac{(-469927,0073)}{T^2} \right) dT \right) \right]$$

$$\Delta H = -\left[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + \left((-1559)(T_2 - T_1) + \frac{1}{2}(7,053)(T_2^2 - T_1^2) - \frac{(-469927,0073)}{T} \right) \right]$$

Sampel	ΔH (kJ/mol)	
	Konsentrasi 0,15 M	Konsentrasi 0,10 M
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-68043	-156229
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} + \text{NaCl}_{(aq)}$	-534022	-1985615
$\text{HCl}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-68338	-158153

B.6 Tipe persamaan polinomial 2

$$\Delta H = -\left[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + \left(\int C_p dT \right) \right]$$

$$\Delta H = -\left[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + \left(\int (a + bT + cT^2) dT \right) \right]$$

$$\Delta H = -\left[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + \left(\int (-100,11 + 4,2198T + 0,0351T^2) dT \right) \right]$$

$$\Delta H = -\left[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + \left(-100,11(T_2 - T_1) + \frac{1}{2}(4,2198)(T_2^2 - T_1^2) + \frac{1}{3}0,0351(T_2^3 - T_1^3) \right) \right]$$

Sampel	ΔH (kJ/mol)	
	Konsentrasi 0,15 M	Konsentrasi 0,10 M
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-51,49	-53,95
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} + \text{NaCl}_{(aq)}$	-6,55	-3,96
$\text{HCl}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-51,28	-49,80

B.7 Tipe persamaan polinomial 3

$$\Delta H = -[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + (\int C_p dT)]$$

$$\Delta H = -[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + (\int (a + bT + cT^2 + dT^3) dT)]$$

$$\Delta H = -[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + (\int (193,49 - 18,231T + 0,5987T^2 - 0,0046T^3) dT)]$$

$$\Delta H = - \left[\begin{array}{l} (\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) \\ + \left(\begin{array}{l} 193,49(T_2 - T_1) + \frac{1}{2}(-18,231)(T_2^2 - T_1^2) + \frac{1}{3}0,5987(T_2^3 - T_1^3) \\ + \frac{1}{4}(-0,0046)(T_2^4 - T_1^4) \end{array} \right) \end{array} \right]$$

Sampel	ΔH (kJ/mol)	
	Konsentrasi 0,15 M	Konsentrasi 0,10 M
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-56,63	-55,37
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} + \text{NaCl}_{(aq)}$	-7,18	-4,35
$\text{HCl}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-56,37	-54,69

B.8 Tipe persamaan polinomial 4

$$\Delta H = -\left[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + \left(\int C_p dT\right)\right]$$

$$\Delta H = -\left[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + \left(\int (a + bT + cT^2 + dT^3 + eT^4) dT\right)\right]$$

$$\Delta H = -\left[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + \left(\int \left(5976,1 + 608,71T + 22,969T^2 - 0,3774T^3 + 0,0023T^4\right) dT\right)\right]$$

$$\Delta H = -\left[\begin{aligned} &(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) \\ &+ \left(5976,1(T_2 - T_1) + \frac{1}{2}(608,71)(T_2^2 - T_1^2) + \frac{1}{3}(22,969)(T_2^3 - T_1^3) \right. \\ &\left. + \frac{1}{4}(-0,3774)(T_2^4 - T_1^4) + \frac{1}{5}(0,0023)(T_2^5 - T_1^5) \right) \end{aligned}\right]$$

Sampel	ΔH (kJ/mol)	
	Konsentrasi 0,15 M	Konsentrasi 0,10 M
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-64,29	-63,41
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} + \text{NaCl}_{(aq)}$	-8,31	-5,00
$\text{HCl}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-64,09	-62,62

B.8 Tipe persamaan polinomial 5

$$\Delta H = -\left[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + \left(\int C_p dT\right)\right]$$

$$\Delta H = -\left[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + \left(\int (a + bT + cT^2 + dT^3 + eT^4 + fT^5) dT\right)\right]$$

$$\Delta H = -\left[(\text{massa}_{\text{larutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) + \left(\int \left(-83223 + 10782T - 554,2T^2 + 14,128T^3 - 0,7185T^4 + 0,0009T^5\right) dT\right)\right]$$

$$\Delta H = - \left[\begin{array}{l} (\text{massa}_{\text{arutan}} \times c_{\text{pelarut}} \times \Delta T) \\ + \left(-83223(T_2 - T_1) + \frac{1}{2}(10782)(T_2^2 - T_1^2) + \frac{1}{3}(-554,2)(T_2^3 - T_1^3) \right. \\ \left. + \frac{1}{4}(14,128)(T_2^4 - T_1^4) + \frac{1}{5}(-0,7185)(T_2^5 - T_1^5) + \frac{1}{6}(-0,0009)(T_2^6 - T_1^6) \right) \end{array} \right]$$

Sampel	ΔH (kJ/mol)	
	Konsentrasi 0,15 M	Konsentrasi 0,10 M
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-32,15	-28,26
$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} + \text{NaCl}_{(aq)}$	-3,19	-2,11
$\text{HCl}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-31,40	-28,05

Lampiran C. Penentuan Akurasi sampel

$$Akurasi = 100\% - \left(\frac{|data\ desain\ baru - data\ acuan|}{data\ acuan} \times 100\% \right)$$

ΔH	Sampel
ΔH_1	$NaOH_{(aq)} + HCl_{(aq)} \rightarrow NaCl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$
ΔH_2	$NaOH_{(aq)} + NH_4Cl_{(aq)} \rightarrow NH_4OH_{(aq)} + NaCl_{(aq)}$
ΔH_3	$HCl_{(aq)} + NH_4OH_{(aq)} \rightarrow NH_4Cl_{(aq)} + H_2O_{(l)}$

Sampel konsentrasi 0,15M

ΔH	ΔH (kJ/mol)						
	Literatur	$C_p = a + bT + \frac{c}{T^2}$	Linier	Polinomial 2	Polinomial 3	Polinomial 4	Polinomial 5
ΔH_1	-56,3	-68043	-54,33	-51,49	-56,63	-64,29	-32,15
ΔH_2	-0,5	-534022	-6,87	-6,55	-7,18	-8,31	-3,19
ΔH_3	-55,8	-68338	-54,07	-51,28	-56,37	-64,09	-31,40

Sampel konsentrasi 0,10M

ΔH	ΔH (kJ/mol)						
	Literatur	$C_p = a + bT + \frac{c}{T^2}$	Linier	Polinomial 2	Polinomial 3	Polinomial 4	Polinomial 5
ΔH_1	-56,3	-156229	-53,03	-53,95	-55,37	-63,41	-28,26
ΔH_2	-0,5	-1985615	-4,16	-3,96	-4,35	-5,00	-2,11
ΔH_3	-55,8	-158153	-52,39	-49,80	-54,69	-62,62	-28,05

Sampel konsentrasi 0,15 M

ΔH	$C_p = a + bT + \frac{c}{T^2}$	Akurasi (%)				
		Linier	Polinomial 2	Polinomial 3	Polinomial 4	Polinomial 5
ΔH_1	0,082	96,5	91,5	99,4	85,8	57,1
ΔH_2	0,000093	7,3	7,6	6,9	6,0	15,7
ΔH_3	0,081	96,9	91,9	98,9	85,1	56,3

Sampel konsentrasi 0,10 M

ΔH	$C_p = a + bT + \frac{c}{T^2}$	Akurasi (%)				
		Linier	Polinomial 2	Polinomial 3	Polinomial 4	Polinomial 5
ΔH_1	0,036	94,2	95,8	98,3	87,4	50,2
ΔH_2	0,000025	12,0	12,6	11,5	10,0	23,7
ΔH_3	0,035	93,9	89,3	98,0	87,8	50,3

Lampiran D. Penentuan entalpi netralisasi dengan menggunakan Hukum Hess

Sampel dengan konsentrasi 0,15M

ΔH	Sampel	ΔH (kJ/mol) Hasil Uji	ΔH (kJ/mol) Literatur
ΔH_1	$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-56,63	-56,3
ΔH_2	$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} + \text{NaCl}_{(aq)}$	-7,18	-0,5
ΔH_3	$\text{HCl}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-56,37	-55,8

Sampel dengan konsentrasi 0,10 M

ΔH	Sampel	ΔH (kJ/mol) Hasil Uji	ΔH (kJ/mol) Literatur
ΔH_1	$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{HCl}_{(aq)} \rightarrow \text{NaCl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-55,37	-56,3
ΔH_2	$\text{NaOH}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} + \text{NaCl}_{(aq)}$	-4,35	-0,5
ΔH_3	$\text{HCl}_{(aq)} + \text{NH}_4\text{OH}_{(aq)} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}_{(aq)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$	-54,69	-55,8

$$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$$

Konsentrasi reaktan (M)	ΔH_3 (kJ/mol)	$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$ (kJ/mol)	Akurasi (%)
0,15	-56,37	-49,45	87,7
0,10	-54,69	-51,05	93,3

Konsentrasi reaktan (M)	ΔH_3 (kJ/mol) literatur	$\Delta H = \Delta H_1 + \Delta H_2$ (kJ/mol)	Akurasi (%)
0,15	-55,8	-49,45	88,6
0,10	-55,8	-51,05	91,4

Lampiran E. Perhitungan standarisasi NaOH, HCl dan NH₄OH

Standarisasi NaOH

Pengulangan	V _{NaOH} (mL)	V _{C₂H₂O₄.H₂O} (mL)	[NaOH]/M (Preparasi)	[C ₂ H ₂ O ₄ .H ₂ O]/M	[NaOH]/M (Standarisasi)
1	6,60	5,00	0,15	0,10	0,150
2	6,50	5,00	0,15	0,10	0,152
3	6,50	5,00	0,15	0,10	0,152
Rata-rata	6,53	5,00	0,15	0,10	0,151

Pengulangan	V _{NaOH} (mL)	V _{C₂H₂O₄.H₂O} (mL)	[NaOH]/M (Preparasi)	[C ₂ H ₂ O ₄ .H ₂ O]/M	[NaOH]/M (Standarisasi)
1	19,50	10,00	0,1	0,10	0,101
2	19,50	10,00	0,1	0,10	0,101
3	19,30	10,00	0,1	0,10	0,102
Rata-rata	19,43	10,00	0,1	0,10	0,101

Standarisasi HCl

Pengulangan	V _{NaOH} (mL)	V _{HCl} (mL)	[NaOH]/M	[HCl]/M (Standarisasi)
1	4,80	5,00	0,151	0,145
2	5,10	5,00	0,151	0,154
3	5,00	5,00	0,151	0,151
Rata-rata	4,96	5,00	0,151	0,150

Pengulangan	V _{NaOH} (mL)	V _{HCl} (mL)	[NaOH]/M	[HCl]/M (Standarisasi)
1	9,80	10,00	0,101	0,099
2	10,30	10,00	0,101	0,104
3	10,20	10,00	0,101	0,103
Rata-rata	10,10	10,00	0,101	0,102

Standarisasi NH₄OH

Pengulangan	V _{HCl} (mL)	V _{NH₄OH} (mL)	[HCl]/M	[NH ₄ OH]/M (Standarisasi)
1	4,90	5,00	0,150	0,147
2	5,10	5,00	0,150	0,153
3	5,00	5,00	0,150	0,150
Rata-rata	5,00	5,00	0,150	0,150

Pengulangan	V _{HCl} (mL)	V _{NH₄OH} (mL)	[HCl]/M	[NH ₄ OH]/M (Standarisasi)
1	10,30	10,00	0,102	0,105
2	9,60	10,00	0,102	0,098
3	9,70	10,00	0,102	0,099
Rata-rata	9,86	10,00	0,102	0,101