



STUDI PENGARUH JENIS KATALIS HOMOGEN ION $[H^+]$ TERHADAP KECEPATAN HIDROLISIS MALTOSE DAN PENENTUAN ENERGI AKTIFASINYA

SKRIPSI

Diajukan Untuk Memenuhi Persyaratan Penyelesaian Program Sarjana Sains
Jurusan Kimia Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam
Universitas Jember

Asal	Hadiah	Klass
	Pembelian	531.6
Terima	Tgl. 30 AUG 2003	AR,
Induk	mil	3



Oleh :

NURUL ARIFIANI
981810301005

FAKULTAS MATEMATIKA DAN ILMU PENGETAHUAN ALAM
UNIVERSITAS JEMBER
JULI 2003

MOTTO

"Sesungguhnya kami adalah orang-orang yang berharap kepada Allah"

(QS. At-Taubah : 59)

"Kesabaran dan ketabahan mempunyai efek ajaib yang bisa menghilangkan kesulitan dan melenyapkan rintangan"

(John Quincy Adams)

"Segala sesuatu dalam hidup akan terasa lebih mudah jika dihadapi dengan sikap yang tepat"

(Ellen Glasgow)

PERSEMBAHAN

Dengan segala cinta, kupersembahkan skripsi ini untuk :

Ayah dan Ibuku tercinta (Supeno dan Hartini) atas doa dan segala pengorbanannya baik moral maupun materiil sampai selesainya studiku.

Suamiku Rudi Darmawan atas motivasi dan pengertiannya. Bapak dan Ibu Parman atas kesabarannya. Kakaku Yanti, Adikku Wiwid dan Elsa serta keponakanku Arfian yang menjadi inspirasiku.

Pak Donatus Setiawan, atas segala bantuan konsultasi, buku-buku, serta bimbingan dan perhatiannya yang sangat membantu penelitianku. Pak Busroni, atas bantuan diskusi, saran, bimbingan, sehingga karya ini menjadi lebih baik.

Tri, Yulia, Prima, Lia terimakasih telah menjadi sahabat terbaikku selama kita kuliah meski kita tidak bisa satu tim penelitian.

Seluruh keluarga besar kimia '98; kebersamaan dan kenangan yang kita alami takkan pernah kulupakan seumur hidupku.

DEKLARASI

Skripsi ini berisi hasil kerja/penelitian mulai bulan Oktober 2002 sampai dengan Maret 2003 di Laboratorium Kimia Fisik Fakultas MIPA Universitas Jember. Bersama ini saya menyatakan bahwa isi skripsi ini adalah hasil pekerjaan saya sendiri kecuali jika disebutkan sumbernya dan skripsi ini belum pernah diajukan pada institusi lain.

Jember, Juli, 2003

Nurul Arifiani

ABSTRAK

Studi Pengaruh Jenis Katalis Homogen Ion $[H^+]$ terhadap Kecepatan Hidrolisis Maltosa dan Penentuan Energi Aktifasinya. Nurul Arifiani, 981810301005, Skripsi, Juli 2003, Jurusan Kimia, Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam, Universitas Jember.

Penelitian pengaruh jenis katalis homogen ion $[H^+]$ terhadap kecepatan hidrolisis maltosa telah dilakukan dengan menggunakan metode polarimetri. Jenis katalis ion $[H^+]$ yang digunakan adalah asam asetat, asam fosfat, asam sulfat, dan asam klorida. Hidrolisis maltosa dilakukan dengan cara menambahkan salah satu jenis katalis ion $[H^+]$ pada 0,1 g/mL larutan maltosa selanjutnya diukur rotasi optiknya pada menit ke 5, 10, 20, 30, 40, dan ~ (24 jam) pada temperatur konstan (30, 40, 50, 60, dan 70° C).

Hasil penelitian menunjukkan bahwa konstanta laju tertinggi adalah $35,5 \times 10^{-3}$ permenit pada temperatur 70° C dan dengan katalis asam klorida. Perbandingan rata-rata kelipatan konstanta laju berdasarkan kenaikan 10° C pada temperatur 30 hingga 70° adalah 1 : 2,665 : 3,741 : 4,489 : 4,790 untuk semua jenis katalis ion $[H^+]$. Perbandingan rata-rata kelipatan konstanta laju berdasarkan jenis katalis ion $[H^+]$ (asam asetat, asam pospat, asam sulfat dan asam klorida) adalah 1 : 1,325 : 2,868 : 3,101 pada tiap variasi temperatur. Energi aktivasi hidrolisis maltosa yang diperoleh dari penelitian adalah 32,117 KJ/mol.

Kata kunci : Hidrolisis, rotasi optik, katalis ion $[H^+]$, konstanta laju, Energi aktivasi

HALAMAN PENGESAHAN

Skripsi ini diterima oleh Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam

Universitas Jember pada :

Hari : **RABU**

Tanggal : **27 AUG 2003**

Tempat : Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam

Tim Penguji :

Ketua

(Dosen Pembimbing Utama)



Drs. Busroni, M.Si

NIP. 131 945 805

Sekretaris

(Dosen Pembimbing Anggota)



Donatus Setiawan PH, S.Si, M.Si

NIP. 132 085 807

Anggota I



A. A. Istri Ratnadewi, S. Si, M. Si

NIP. 132 162 523

Anggota II



Dwi Indarti S.Si, M.Si


NIP. 132 257 934

Mengesahkan,

Dekan Fakultas MIPA

Universitas Jember




Ir. Sumadi, MS

NIP. 130 368 784

KATA PENGANTAR

Puji syukur kehadirat Allah S.W.T atas limpahan rahmat, taufik, dan hidayahnya kepada penulis sehingga penulis dapat menyelesaikan skripsi berjudul **“Studi Pengaruh Katalis Homogen Ion $[H^+]$ Terhadap Kecepatan Hidrolisis Maltosa dan Penentuan Energi Aktifasinya ”**.

Skripsi ini disusun berdasarkan laporan penelitian tugas akhir sebagai syarat untuk meraih gelar sarjana sains pada jurusan kimia, fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam, Universitas Jember.

Penulis menyadari bahwa skripsi ini masih belum sempurna, untuk itu saran dan kritik yang bersifat membangun diharapkan penulis untuk perbaikan lebih lanjut.

Tak lupa penulis ucapkan terimakasih yang tak terhingga kepada seluruh civitas akademika fakultas MIPA, Universitas Jember, terutama kepada Drs. Busroni, M.Si, selaku dosen pembimbing utama dan Donatus Setiawan PH, S.Si, M.Si selaku dosen pembimbing anggota yang telah membantu kelancaran studi penulis termasuk penulisan skripsi ini. Selain itu, penulis juga menyampaikan terimakasih kepada teman-teman jakapatiga (mbak Maya, Indra, Pipit, dll) dan semua pihak yang turut andil dalam penulisan skripsi ini.

Besar harapan penulis agar skripsi ini dapat bermanfaat bagi penulis dan semua pembaca demi kemajuan ilmu pengetahuan dan teknologi yang tidak lepas dari karunia Allah S.W.T ... amin

Jember, Juli 2003

Penulis

DAFTAR ISI

HALAMAN JUDUL	i
HALAMAN MOTTO	ii
HALAMAN PERSEMBAHAN	iii
HALAMAN DEKLARASI	iv
ABSTRAK	v
HALAMAN PENGESAHAN	vi
KATA PENGANTAR	vii
DAFTAR ISI	viii
DAFTAR TABEL	xi
DAFTAR GAMBAR	xii
DAFTAR LAMPIRAN	xiii
I. PENDAHULUAN	1
1.1 Latar Belakang.....	1
1.2 Rumusan Masalah.....	2
1.3 Batasan masalah.....	2
1.4 Alternatif pemecahan masalah.....	2
1.5 Tujuan Penelitian.....	3
1.6 Manfaat penelitian.....	3
II. TINJAUAN PUSTAKA	4
2.1 Hukum laju dan konstanta laju.....	5
2.2 Orde reaksi.....	5
2.2.1 Reaksi orde satu.....	5
2.2.2 Reaksi orde dua.....	6
2.2.3 Reaksi orde nol.....	7
2.3 Faktor yang mempengaruhi laju reaksi.....	8
2.3.1 Temperatur.....	8
2.3.2 Katalis.....	9

2.4 Prinsip kerja katalis.....	10
2.5 Mekanisme reaksi.....	10
2.5.1 Reaksi S_N2	11
2.5.2 Reaksi S_N1	12
2.6 Rotasi (perputaran) cahaya terpolarisasi bidang.....	13
2.6.1 Mutarotasi	14
2.6.2 Maltosa.....	15
2.7 Teori asam basa	16
2.7.1 Kekuatan asam dalam larutan.....	16
2.7.2 Mekanisme reaksi berkatalis asam	17
III. METODE PENELITIAN.....	18
3.1 Desain Penelitian	18
3.2 Waktu dan tempat penelitian	18
3.3 Alat dan Bahan.....	19
3.4 Langkah-langkah penelitian.....	19
3.4.1 Penentuan sudut nol polarimeter.....	19
3.4.2 Sudut putar hidrolisa maltosa pada beberapa temperatur.....	19
3.4.3 Identifikasi rotasi optik glukosa	20
3.5 Analisis Data.....	20
3.5.1 Menentukan konstanta reaksi	20
3.5.2 Penentuan laju reaksi.....	21
3.5.3 Penentuan energi aktivasi.....	21
IV. HASIL DAN PEMBAHASAN.....	22
4.1 Konstanta reaksi hidrolisa maltosa	22
4.2 Laju reaksi.....	24
4.3 Hubungan antara laju reaksi dengan konstanta laju.....	25
4.4 Penentuan energi aktivasi.....	26

V. KESIMPULAN DAN SARAN	28
5.1 Kesimpulan.....	28
5.2 Saran.....	28
DAFTAR PUSTAKA	29
LAMPIRAN	31

DAFTAR TABEL

	Halaman
Tabel 1. Beberapa rotasi jenis senyawa optis aktif	14
Tabel 2. Tetapan keasaman dan nilai pK_a untuk beberapa asam	17
Tabel 3. Harga konstanta dengan jenis katalis ion $[H^+]$	22
Tabel 4. Laju reaksi pada waktu 5 menit pertama.....	24
Tabel 5. Energi aktivasi hidrolisis maltosa dengan katalis ion $[H^+]$	27

DAFTAR GAMBAR

	Halaman
Gambar 1. Hubungan antara $\ln [A]$ dengan t pada reaksi orde pertama	6
Gambar 2. Grafik hubungan antara $\ln k$ dengan $1/T$	8
Gambar 3. Grafik energi aktivasi tanpa dan dengan katalis	10
Gambar 4. Diagram energi suatu reaksi S_N2	11
Gambar 5. Diagram energi suatu reaksi S_N1	12
Gambar 6. Bentuk mutarotasi glukosa	15
Gambar 7. Rumus struktur maltosa	15
Gambar 8. Pengaruh temperatur terhadap harga konstanta laju pada jenis katalis ion $[H^+]$	22
Gambar 9. Pengaruh temperatur terhadap harga laju reaksi pada jenis katalis ion $[H^+]$	24
Gambar 10. Grafik hubungan laju reaksi dengan konstanta laju dengan jenis asam	26
Gambar 11. Profil energi aktivasi hidrolisis maltosa	27

DAFTAR LAMPIRAN

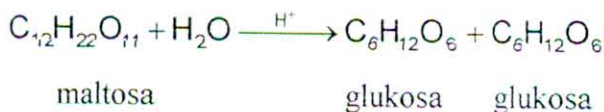
	Halaman
Lampiran 1. Data rotasi optik rata-rata	31
Lampiran 2. Menentukan laju reaksi hidrolisis maltosa berdasarkan konversi putaran konsentrasi.....	36
Lampiran 3. Menentukan Energi Aktifasi.....	42
Lampiran 4. Grafik menentukan konstanta reaksi.....	44
Lampiran 5. Hubungan laju reaksi dengan waktu.....	48
Lampiran 6. Grafik menentukan energi aktifasi.....	51
Lampiran 7. Rotasi optik glukosa murni	52
Lampiran 8. Perbandingan kenaikan konstanta laju.....	53

I. PENDAHULUAN

1.1 Latar Belakang

Laju atau kecepatan reaksi adalah perubahan konsentrasi reaktan ataupun produk dalam suatu satuan waktu. Laju reaksi dapat dinyatakan sebagai laju berkurangnya konsentrasi suatu reaktan, atau laju bertambahnya konsentrasi suatu produk (Keenan, 1996). Laju reaksi pada suatu reaksi kimia, dapat bergantung pada variabel yang dikontrol, seperti tekanan, temperatur, dan keberadaan katalis. Pengoptimuman laju dapat dilakukan dengan pemilihan kondisi yang tepat (Atkins, 1997). Pada dasarnya reaksi terjadi karena adanya kemampuan unsur-unsurnya untuk membentuk ikatan, adanya pemecahan ikatan pada reaktan, terjadi pembentukan zat yang sifatnya baru dan terjadi perubahan sifat awal terhadap hasil reaksi tersebut.

Reaksi hidrolisa pada disakarida maltosa, merupakan reaksi yang sangat lambat, dan reaksi dapat dipercepat dengan penambahan katalis ion H^+ , dimana katalis mempunyai fasa sama dengan pereaksi, yaitu dalam fasa cair dan merupakan katalis homogen (Farrington, D, 1956).



Peranan ion $[H^+]$ pada hidrolisis maltosa adalah memberikan energi tambahan pada maltosa untuk terhidrolisa sehingga dapat meningkatkan laju reaksinya. Jenis asam yang memproduksi ion $[H^+]$ berpengaruh terhadap kecepatan hidrolisis maltosa disebabkan jumlah proton (H^+) yang dihasilkan oleh tiap asam bergantung pada kekuatan asamnya. Selain dengan katalis, laju reaksi juga dipengaruhi oleh temperatur, pada umumnya reaksi berjalan semakin cepat dengan semakin tingginya temperatur (Logan, S.R, 1996). Namun untuk menjaga agar maltosa tidak mengalami kerusakan, perlakuan temperatur dilakukan pada temperatur yang tidak terlalu tinggi.



Energi aktivasi merupakan energi yang harus dilewati suatu reaktan agar dapat bereaksi membentuk produk (Fessenden, R.J dan J.S Fessenden, 1986). Energi aktivasi suatu reaksi tidak dipengaruhi oleh keberadaan katalis, katalis hanya memberikan energi tambahan pada molekul-molekul yang bereaksi sehingga reaksi berjalan lebih cepat

Berdasarkan latar belakang diatas, penulis ingin meneliti tentang “Studi Pengaruh Jenis Katalis Homogen ion $[H^+]$ terhadap Kecepatan Hidrolisis Maltosa dan Penentuan Energi Aktifasinya”.

1.2 Rumusan Masalah

Berdasarkan uraian latar belakang diatas, rumusan masalah dalam penelitian ini adalah sebagai berikut :

1. bagaimana pengaruh variasi temperatur terhadap kecepatan reaksi hidrolisa maltosa dengan katalisator ion (H^+) ?
2. bagaimana pengaruh kekuatan asam yang memproduksi ion $[H^+]$, terhadap kecepatan reaksi hidrolisa maltosa ?
3. pada temperatur dan katalis ion $[H^+]$ manakah kondisi optimum reaksi hidrolisa maltosa dapat dicapai ?
4. berapakah energi aktivasi hidrolisis maltosa ?

1.3 Batasan Masalah

Penelitian ini membatasi masalah pada reaksi hidrolisa maltosa dengan variasi temperatur (30, 40, 50, 60, dan 70° C) dan jenis asam (HCl, H₂SO₄, H₃PO₄, dan CH₃COOH)

1.4 Alternatif Pemecahan Masalah

1. Pengaruh temperatur diamati dengan cara mengukur bidang polarisasi senyawa maltosa pada temperatur tertentu pada variasi waktu
2. Pengaruh jenis asam (kuat/lemah) dilakukan dengan cara membandingkan kecepatan hidrolisa maltosa dalam kondisi yang sama pada variasi jenis asam yaitu HCl, H₂SO₄, H₃PO₄, dan CH₃COOH)

3. Kondisi Optimum dari hidrolisa maltosa diamati dengan cara membandingkan kecepatan reaksi dari masing-masing variabel (temperatur, dan jenis asam).
4. Energi aktivasi dapat dengan cara mengalurkan konstanta reaksi dari masing-masing temperatur pada katalis yang sama, terhadap waktu.

1.5 Tujuan Penelitian

Tujuan dari penelitian ini adalah :

1. Untuk mengetahui besarnya pengaruh temperatur terhadap kecepatan reaksi hidrolisa maltosa.
2. Untuk mengetahui pengaruh asam kuat (HCl, H₂SO₄), dan asam lemah (CH₃COOH, H₃PO₄), terhadap kecepatan reaksi hidrolisa maltosa.
3. Mendapatkan kondisi optimum dari reaksi hidrolisa maltosa.
4. Mengetahui energi aktivasi hidrolisis maltosa.

1.6 Manfaat Penelitian

Penelitian ini dapat bermanfaat dalam pengembangan ilmu kimia khususnya kimia fisik, yang berkaitan dengan kecepatan reaksi senyawa organik disakarida maltosa berdasarkan rotasi optik dengan alat polarimeter.

II. TINJAUAN PUSTAKA

Kinetika kimia merupakan pengkajian laju dan mekanisme reaksi. Laju atau kecepatan reaksi adalah perubahan konsentrasi pereaksi ataupun produk dalam suatu satuan waktu. Laju reaksi dapat dinyatakan sebagai laju berkurangnya konsentrasi suatu pereaksi, atau laju bertambahnya konsentrasi suatu produk (Keenan, 1996). Laju reaksi dipelajari karena pentingnya kemampuan untuk meramalkan kecepatan campuran reaksi mendekati kesetimbangan. Laju bergantung pada variabel yang dikontrol, seperti tekanan, temperatur, dan keberadaan katalis. Laju dapat dioptimumkan, dengan pemilihan kondisi yang tepat (Atkins, 1997). Perhatikan reaksi berikut,



Konsentrasi A pada waktu t_1 dinyatakan sebagai $[A]_1$ dan pada t_2 sebagai $[A]_2$. Laju rata-rata berkurangnya konsentrasi A dapat dituliskan sebagai berikut,

$$\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{[A]_2 - [A]_1}{t_2 - t_1} \dots\dots\dots (1)$$

Laju rata-rata bertambahnya (perubahan) konsentrasi B dan C dinyatakan sebagai berikut :

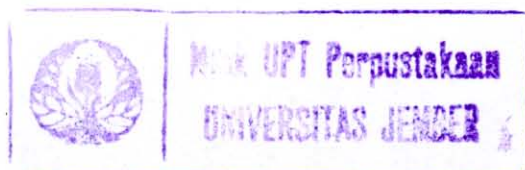
$$\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{[B]_2 - [B]_1}{t_2 - t_1} = \frac{[C]_2 - [C]_1}{t_2 - t_1} \dots\dots\dots (2)$$

Pernyataan untuk laju rata-rata berkurangnya $[A]$, kuantitas $(\Delta[A]/\Delta t)$ adalah negatif disebabkan karena semakin lama jumlah zat A semakin berkurang.

Hubungan ketiga rumus tersebut dapat dituliskan sebagai berikut,

$$-\left(\frac{\Delta A}{\Delta t}\right) = \left(\frac{\Delta B}{\Delta t}\right) = \left(\frac{\Delta C}{\Delta t}\right) \dots\dots\dots (3)$$

Beberapa reaksi terjadi dengan sangat cepat seperti reaksi penetralan asam basa. Tetapi ada pula reaksi yang berjalan sangat lambat, misalnya reaksi hidrolisis polisakarida tanpa bantuan katalis.



Berdasarkan penyelidikan yang mula-mula dilakukan oleh Wilhelmy terhadap kecepatan inversi dari sukrosa, ternyata bahwa kecepatan reaksi kimia berbanding lurus dengan konsentrasi dari zat-zat yang bereaksi (Respati, 1992)

2.1 Hukum Laju dan Konstanta Laju

Penyelidikan tentang reaksi yang bertujuan untuk menentukan hukum laju dan konstanta laju, seringkali dilakukan pada beberapa temperatur (Atkins, 1997). Idealnya, langkah pertama untuk mengenali semua produknya, dan untuk menyelidiki ada tidaknya hasil sementara dan reaksi samping.

Laju reaksi yang terukur, sebanding dengan konsentrasi reaktan yang dipangkatkan dengan orde reaksi.

$$V = k[A]^m[B]^n \dots\dots\dots(4)$$

Dimana koefisien k disebut konstanta laju, yang tidak bergantung pada konsentrasi, tetapi bergantung pada temperatur, m dan n adalah orde reaksi. Persamaan tersebut yang ditentukan secara eksperimen, disebut hukum laju reaksi. Secara formal, hukum laju adalah persamaan yang menyatakan laju reaksi v sebagai fungsi dari semua konsentrasi spesies yang ada, termasuk produknya (Atkins, 1997).

2.2 Orde Reaksi

Orde reaksi terhadap suatu komponen merupakan pangkat dari konsentrasi komponen itu, dalam hukum laju (Atkins, 1997).

2.2.1 Reaksi Orde Satu

Hukum laju orde pertama untuk konsumsi reaktan A dapat diturunkan sebagai berikut,

$$\frac{-d[A]}{dt} = k[A] \dots\dots\dots(5)$$

persamaan ini ditata ulang menjadi,

$$\frac{d[A]}{[A]} = -kdt \dots\dots\dots(6)$$

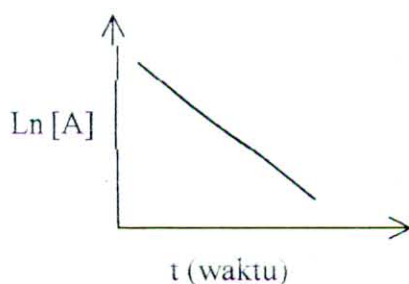
yang dapat diintegrasikan secara langsung. Karena awalnya (pada $t=0$) konsentrasi A adalah $[A]_0$, maka pada waktu t , konsentrasinya adalah $[A]$, sehingga dengan mengintegrasikannya akan diperoleh,

$$\int_{A_0}^A \frac{d[A]}{[A]} = \int_0^t -k dt$$

$$\ln \frac{A}{A_0} = -kt \quad \dots\dots\dots (7)$$

$$\ln A = -kt + \ln A_0 \quad \dots\dots\dots (8)$$

Persamaan (5) menunjukkan bahwa jika $\ln [A]$ dialurkan terhadap t , maka reaksi orde pertama akan menghasilkan garis lurus, dengan gradien sama dengan $-k$, dan intersep sama dengan $[A]_0$.



Gambar 1. Hubungan antara $\ln [A]$ dengan t pada reaksi orde pertama

2.2.2 Reaksi Orde Dua

Jika hukum laju adalah :

$$\frac{-d[A]}{dt} = k[A]^2 \quad \dots\dots\dots (9)$$

dengan mengintegrasikannya,

$$\int_{A_0}^A \frac{-d[A]}{A^2} = \int_0^t k dt$$

$$\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A]_0} = -kt \quad \dots\dots\dots (10)$$

sehingga didapat persamaan,

$$\frac{1}{[A]} = -kt + \frac{1}{[A]_0} \quad \dots\dots\dots (11)$$

Persamaan (11) menunjukkan bahwa untuk menguji reaksi orde kedua, dialurkan $1/[A]$ terhadap t dan diharapkan hasilnya adalah garis lurus. Jika grafik itu garis lurus, maka reaksi itu orde kedua terhadap A dan kemiringan garisnya sama dengan min konstanta laju ($-k$), dan intersepnya sama dengan $[A]_0^{-1}$.

Jika reaksi itu orde kedua keseluruhannya, tetapi orde pertama terhadap masing-masing reaktan Adan B, dimana hukum lajunya adalah :

$$-\frac{d[A]}{dt} = k[A][B] \quad \dots\dots\dots (12)$$

Integrasi persamaan diatas, menghasilkan persamaan,

$$\ln \frac{[A]}{[B]} = [A_0 - B_0]kt - \ln \frac{[B_0]}{[A_0]} \quad \dots\dots\dots (13)$$

dengan mengalurkan $\ln [A]/[B]$ terhadap t , maka diperoleh garis lurus dengan gradien sama dengan $[A_0 - B_0]k$, dan intersep sama dengan $-\ln [B_0]/[A_0]$.

2.2.3 Reaksi Orde Nol

Reaksi orde nol yaitu reaksi yang tidak tergantung pada konsentrasi dari reaktan.

$$-\frac{dA}{dt} = k_0[A]^0 \quad \dots\dots\dots (14)$$

dengan mengintegalkannya didapat persamaan,

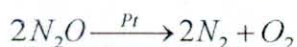
$$A_t = -k_0t + A_0 \quad \dots\dots\dots (15)$$

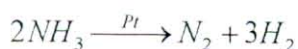
untuk $t = 0$; $A = A_0$ (konsentrasi mula-mula)

sehingga konstanta = A_0

$$A = -k_0t + \text{konstanta} \quad \dots\dots\dots (16)$$

Reaksi orde nol ini jarang terjadi, biasanya merupakan reaksi heterogen yang terjadi pada permukaan suatu katalis (Atkins, 1997). Sebagai contoh reaksi orde nol adalah dekomposisi N_2O dan NH_3 dengan katalis Pt,





Hal ini dapat diterangkan bahwa reaksi tersebut hanya terjadi pada permukaan katalis, sehingga bila permukaan katalis jenuh oleh gas/cairan, maka penambahan konsentrasi selanjutnya pada kondisi ini tidak akan merubah konsentrasi pada permukaan, sehingga kecepatan reaksi menjadi tidak tergantung pada konsentrasi (Respati, 1992).

2.3 Faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi

Laju reaksi kimia tertentu bergantung pada 4 faktor : (1). Sifat dasar pereaksi, (2) temperatur, (3) ada tidaknya zat katalitik, dan (4) konsentrasi pereaksi. (Keenan, 1996).

2.3.1 Temperatur

Menurut Arrhenius, laju reaksi akan meningkat dengan bertambahnya temperatur, seperti persamaan,

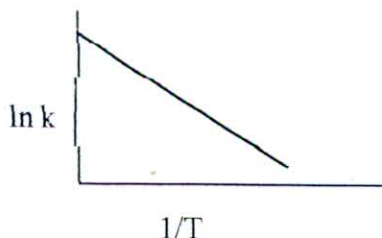
$$k = A \cdot e^{-E_a/RT} \dots\dots\dots (17)$$

Melalui persamaan Arrhenius tersebut, maka energi aktifasi dapat ditentukan sebagai berikut,

$$\ln k = \ln A - \frac{E_a}{RT} \dots\dots\dots (18)$$

$$\ln k = -\frac{E_a}{RT} + \ln A \dots\dots\dots (19)$$

dengan mengalurkan $\ln k$ terhadap $1/T$, akan didapat gradien sama dengan $-E_a/R$, dan intersep sama dengan $\ln A$ (Logan, 1996)



Gambar 2. Grafik hubungan antara $\ln k$ dengan $1/T$

Kenaikan sebesar 10°C akan melipatkan 2 atau 3 laju suatu reaksi antara molekul-molekul. Pada temperatur yang ditinggikan, persentase tabrakan yang mengakibatkan reaksi kimia akan lebih besar karena makin banyak molekul yang memiliki kecepatan lebih besar dan karenanya memiliki energi cukup untuk bereaksi (Keenan, 1996).

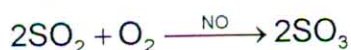
2.3.2 Katalis

Sebuah katalis adalah suatu zat yang meningkatkan kecepatan suatu reaksi kimia tanpa dirinya mengalami perubahan kimia yang permanen (Keenan, 1996), prosesnya disebut katalisis. Suatu reaksi dapat dipercepat dengan meningkatkan fraksi molekul yang melebihi energi aktivasi. Peningkatan suhu adalah salah satu cara untuk meningkatkan fraksi tersebut. Cara lain yang tidak memerlukan peningkatan suhu ialah mendapatkan jalan reaksi dengan energi aktivasi yang lebih rendah. Fungsi katalis dalam suatu reaksi kimia ialah menyajikan reaksi alternatif tersebut. Dalam reaksi kimia, katalis sendiri tidak mengalami perubahan yang permanen. Berhasil atau gagalnya suatu proses komersial untuk menghasilkan suatu senyawa sering tergantung pada penggunaan katalis yang cocok (Petrucci, 1987).

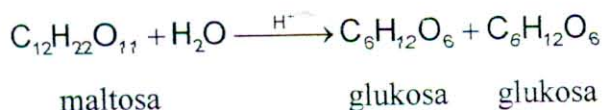
Katalis homogen adalah katalis yang mempunyai fasa sama dengan reaktan, semuanya gas, cair yang dapat bercampur atau semuanya dalam larutan.

Contoh reaksi dengan katalis homogen,

Dalam gas,



dalam fasa cair,



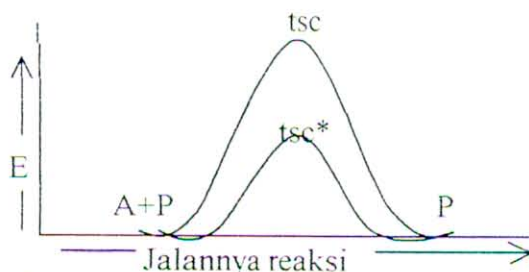
Katalis heterogen adalah katalis yang mempunyai fasa yang tidak sama dengan fasa pereaksi. Pada umumnya katalis berupa padatan sedangkan reaktan dalam bentuk gas atau cairan. (Satterfield, 1982).

Contoh reaksi dengan katalis heterogen,



2.4 Prinsip Kerja Katalis

Interaksi antara katalis dengan reaktan dapat menghasilkan senyawa yang lebih aktif sebagai intermediet (zat antara) sehingga dapat meningkatkan kecepatan, ketepatan, dan konstanta tumbukan akibat dari lokalisasi reaktan, dengan demikian energi pengaktifan dari reaksi lebih rendah (Augustine, 1996)



Gambar 3. Grafik energi aktivasi tanpa dan dengan katalis

Energi aktivasi merupakan energi minimum yang diperlukan suatu reaktan untuk membentuk senyawa antara (keadaan tsc) sebelum reaktan berubah menjadi produk. Tsc* merupakan keadaan kompleks teraktivasi dengan katalis. Secara kinetika, energi pengaktifan dipengaruhi adanya katalis.

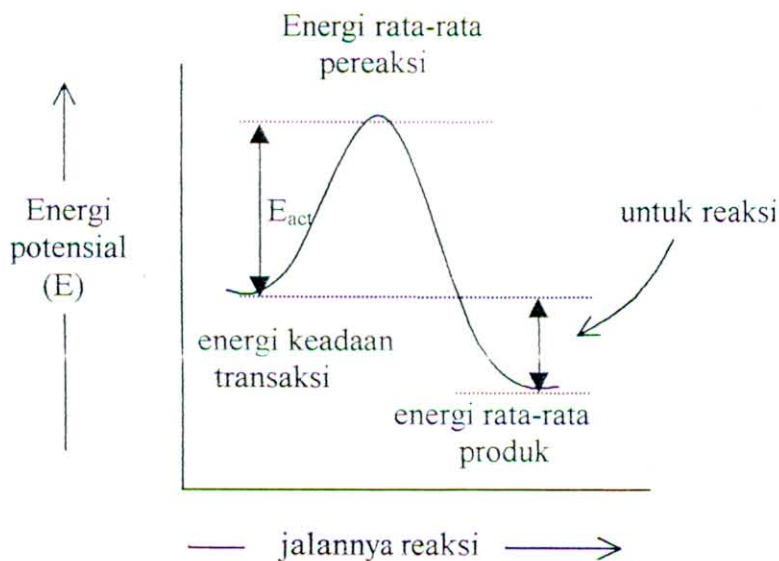
Pada gambar 3, besarnya energi aktivasi reaksi tetap, tapi katalis telah menyumbang energi sehingga energi yang diperlukan untuk berjalannya reaksi lebih rendah.

2.5 Mekanisme Reaksi

Suatu reaksi akan terjadi bila molekul-molekul saling bertabrakan. Kebanyakan tabrakan antar molekul-molekul itu tidak mengakibatkan suatu reaksi, molekul-molekul itu akan terpental kembali. Agar bereaksi, molekul-molekul yang bertabrakan itu harus mengandung cukup energi potensial agar terjadi pematahan ikatan. Juga orientasi molekul itu terhadap yang lain, sering merupakan faktor penting dalam menentukan apakah suatu reaksi dapat terjadi (Hine, 1962).

2.5.1 Reaksi S_N2

Mekanisme reaksi S_N2 merupakan reaksi serempak, yaitu dua peristiwa terjadi sekaligus, (1) suatu ikatan baru mulai terbentuk, (2) pemutusan ikatan lama. Proses ini disebut proses setahap. Jika energi potensial kedua spesi yang bertabrakan cukup tinggi, tercapai suatu titik dimana, dilihat dari segi energi, pembentukan ikatan baru dan pematihan ikatan lama dimudahkan. Ketika pereaksi diubah menjadi produk, mereka harus melewati suatu keadaan antara, yang memiliki energi potensial tinggi, dibandingkan dengan energi pereaksi atau produk. Keadaan-antara ini disebut keadaan transisi (transition state) atau kompleks teraktikan (activated complex). Karena keadaan transisi melibatkan dua partikel (Nu^- dan $R-X$) maka reaksi S_N2 dikatakan bersifat bimolekular.



Gambar 4. Diagram energi suatu reaksi S_N2

Gambar 4 menunjukkan diagram energi untuk berlangsungnya reaksi S_N2 . Energi potensial yang dibutuhkan untuk mencapai keadaan transisi membentuk suatu barrier energi, yaitu titik energi maksimum. Agar reaksi dapat mencapai keadaan transisi, diperlukan sejumlah energi yang disebut energi pengaktifan.

Penambahan konsentrasi reaktan yang mengalami reaksi S_N2 , akan meningkatkan laju terbentuknya produk, karena akan meningkatkan tabrakan antara molekul-molekul. Laju reaksi S_N2 berbanding lurus dengan konsentrasi pereaksi.

$$\text{Laju } S_N2 = k [\text{RX}][\text{Nu}^-] \dots\dots\dots (20)$$

Harga k konstan untuk reaksi yang sama pada kondisi eksperimen yang identik (pelarut, temperatur, dan sebagainya).

2.5.2 Reaksi S_N1

Reaksi S_N1 adalah reaksi ion. Mekanismenya kompleks karena melewati beberapa tahap reaksi. Reaksi S_N1 biasa terjadi pada atom karbon tersier yang akan membentuk karbokation yang merupakan zat antara tak stabil pada tahap awal. Tahap 2 merupakan penggabungan karbokation dengan nukleofil (H_2O) menghasilkan produk awal, suatu alkohol berproton. Tahap akhir dalam deret ini ialah lepasnya H^+ dari dalam alkohol berproton, dalam suatu reaksi asam basa yang cepat dan reversibel dengan pelarut.



Gambar 5. Diagram energi untuk reaksi S_N1

Tahap I (ionisasi) secara khas memiliki E_{akt} tinggi, inilah tahap lambat dalam proses keseluruhan. Harus tersedia cukup energi untuk mematahkan ikatan dan membentuk karbokation. Tahap 2 berupa reaksi antara karbokation dengan nukleofil. Keduanya bereaksi dengan E_{akt} rendah, jadi suatu reaksi yang cepat.

Laju reaksi khas S_N1 tidak bergantung pada konsentrasi nukleofil, tetapi hanya bergantung pada zat pereaksi (RX).

$$\text{Laju } S_N1 = k [\text{RX}] \dots\dots\dots (21)$$

Tahap I (tahap paling lambat) merupakan tahap penentu laju atau tahap pembatas laju. Suatu reaksi S_N1 bersifat orde pertama dalam laju karena itu laju berbanding lurus dengan hanya konsentrasi satu pereaksi (RX). Reaksi ini adalah reaksi unimolekular karena hanya satu partikel (RX) yang terlibat dalam keadaan transisi tahap penentu laju (Fessenden, R.J dan J.S Fessenden, 1986)

2.6 Rotasi (perputaran) Cahaya Terpolarisasi Bidang

Sepasang enantiomer memiliki kesamaan sifat baik sifat fisika maupun sifat kimia. Hanya terdapat dua sifat yang berlainan untuk enantiomer-enantiomer dalam suatu pasangan enantiomer, yaitu :

- 1) antaraksi dengan zat kiral lain
- 2) antaraksi dengan cahaya terpolarisasi

Cahaya merambat seperti gelombang, dan gelombang itu tegak lurus arah rambatan. Cahaya terpolarisasi bidang ialah cahaya yang getaran (vibration) gelombangnya telah tersaring semua, kecuali getaran yang berada pada suatu bidang. Polarisasi bidang dilakukan dengan melewati cahaya menembus sepasang kristal kalsit, atau menembus suatu lensa polarisasi (Mislow, 1965)

Bila cahaya terpolarisasi dilewatkan ke dalam suatu zat optis aktif seperti gula, maka cahaya itu akan dibelokkan. Bila cahaya tersebut dilewatkan kedalam air murni maka cahaya tersebut diteruskan, artinya air tak dapat memutar bidang cahaya terpolarisasi. Zat optis aktif ditandai oleh adanya atom karbon tak *setangkup* (asimetri) atau kiral didalam senyawa organik. Besarnya sudut perputaran cahaya terpolarisasi dapat diukur dengan polarimeter dan harganya dipengaruhi oleh konsentrasi zat aktif optis. Hubungan antara konsentrasi dan besar sudut putar dapat dirumuskan sebagai,

$$[\alpha]_D^T = \frac{\alpha}{l.C} \dots\dots\dots(22)$$

Dengan $[\alpha]_D^T$ menyatakan perputaran (rotasi) jenis pada suhu (T) dan panjang gelombang (λ) tertentu, α menyatakan perputaran teramati, l menyatakan panjang larutan yang dilewati cahaya, dan C menyatakan konsentrasi. Dari rumusan ini kita peroleh jenis dan jumlah zat optis aktif. (Hendayana, S, 1994)

Rotasi jenis (rotasi spesifik) ialah-besarnya perputaran oleh 1,00 gram zat dalam 1,00 mL larutan yang berada dalam tabung dengan panjang lintasan cahaya 1,00 dm, pada temperatur dan panjang gelombang tertentu.

Tabel 1. Beberapa rotasi jenis senyawa optis aktif

Senyawa	$[\alpha]_D^{25}$
d-glukosa	+ 52,5
d-fruktosa	- 92,4
maltosa	+ 130,4
sukrosa	+ 66,5
Asam tartarat	+ 14,1

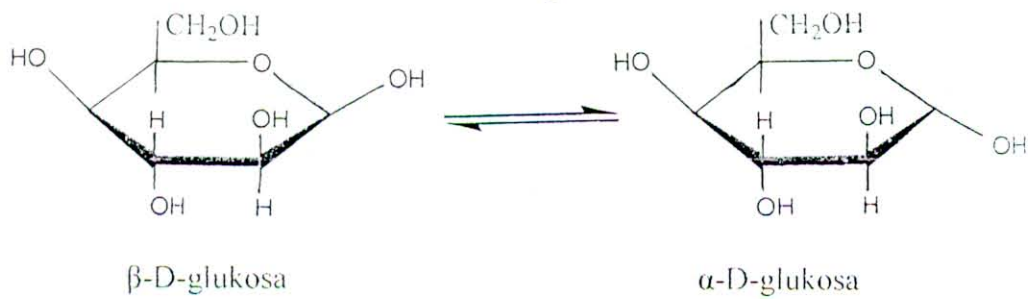
Semua senyawa diukur dalam air (Khopkar, 1990).

Suatu polarimeter ialah alat yang didesain untuk mempolarisasikan cahaya dan mengukur sudut rotasi bidang polarisasi cahaya oleh suatu senyawa aktif optis. Besarnya perputaran itu bergantung pada, struktur molekul, temperatur, panjang gelombang, banyaknya molekul pada jalan cahaya, dan pelarut.

2.6.1 Mutarotasi

Jika kristal glukosa murni dilarutkan dalam air, maka larutannya akan memutar cahaya terpolarisasi kearah kanan, namun bila larutan itu dibiarkan beberapa waktu dan diamati putarannya, terlihat bahwa sudut putaran berubah menjadi makin kecil, hingga lama kelamaan menjadi tetap. Peristiwa ini disebut mutarotasi, yang berarti perubahan rotasi atau perubahan putaran. Beberapa jenis karbohidrat juga menunjukkan adanya sifat demikian (Pine, S, 1988).

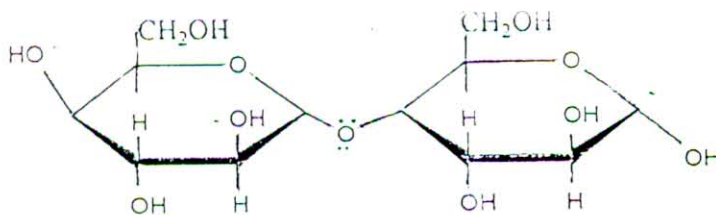
Pada peristiwa mutarotasi ini glukosa yang larut air berubah menjadi bentuk lain yang mempunyai rotasi spesifik yang berbeda. Dengan demikian sudut putarannya akan berubah pula sampai sudut putaran mencapai harga tetap karena telah tercapai keseimbangan antara kedua bentuk glukosa tersebut. Dua bentuk glukosa adalah α -glukosa dengan sudut putar $+112^\circ$ dan β -glukosa $+19^\circ$. Campuran kesetimbangan mengandung 64% bentuk β , 36% bentuk α , dan 0,02 bentuk aldehida bebas. Campuran ketiga bentuk inilah yang menghasilkan rotasi spesifik sebesar $+52,5^\circ$ (Avery, 1974).



Gambar 6. Bentuk mutarotasi glukosa

2.6.2 Maltosa

Suatu molekul maltosa mengandung dua satuan D-glukosa. Satuan pertama adalah dalam bentuk α -glikosida, satuan ini terikat ke oksigen pada karbon 4' dalam satuan kedua oleh suatu hubungan $1,4'\alpha$. Maltosa merupakan disakarida yang memiliki atom C asimetris, sehingga memiliki sifat dapat mempolarisasikan cahaya yang melewatinya. Pemecahan maltosa menjadi glukosa dapat terjadi oleh hidrolisa dengan asam atau oleh suatu enzim *maltase* (dari *yeast*) (Respati, 1980). Struktur maltosa sebagai berikut,



Gambar 7. Rumus struktur maltosa

Maltosa mudah larut dalam air, mengalami mutarotasi, bersifat gula pereduksi. Gula pereduksi teroksidasi oleh zat pengoksidasi lemah seperti larutan benedict dan fehling (reduksi Cu^{2+} menjadi Cu^+) dan pereaksi tollens (reduksi Ag^+ menjadi Ag). Hidrolisa yang terjadi pada maltosa, diikuti dengan terjadinya perubahan pemutaran bidang polarisasi cahaya (Respati, 1980).

2.7 Teori Asam Basa

Studi tentang asam dimulai sejak Boyle (1603), Lavoisier (1780) dan Davy (1810) sampai Leibig (1838). Menurut Leibig asam adalah senyawa yang mengandung hidrogen yang dapat diganti oleh logam. Penjelasan tentang hal ini baru muncul pada tahun 1880 dalam teori disosiasi elektrolit oleh Ostwalt - Arrhenius. Menurut teori ini, Asam dalam larutan air menghasilkan ion hidrogen, dan basa dalam larutan air menghasilkan ion hidroksida yang menetralkan asam sesuai dengan reaksi,



Teori Arrhenius disempurnakan oleh Bronsted-Lowry (1923), dan kemudian oleh Lewis pada tahun yang sama. Asam menurut Bronsted-Lowry adalah donor proton, dan basanya adalah akseptor proton. Sedangkan Asam lewis adalah akseptor pasangan elektron, dan basa lewis adalah donor pasangan elektron (Hiskia, 1996).

2.7.1 Kekuatan Asam dalam Larutan

Istilah kuat dan lemah digunakan untuk membandingkan kekuatan asam atau basa dalam larutan. Asam sulfat, asam nitrat dan asam klorida digolongkan dalam asam kuat, sedangkan asam asetat termasuk asam lemah.

Kekuatan asam adalah istilah yang menjelaskan sejauh mana ionisasi suatu asam bronsted dalam air, makin besar ionisasinya, makin banyak ion hidrogen yang terbentuk, dan makin kuat asam itu. Kekuatan asam dinyatakan dengan K_a atau $\text{p}K_a$.

Faktor-faktor utama yang mempengaruhi kekuatan asam,

- a. Keelektronegatifan atom yang mengemban muatan negatif
- b. Ukuran atom
- c. Hibridisasi atom yang mengemban muatan negatif
- d. Efek induktif

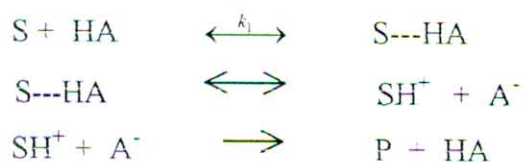
Tabel 2. Tetapan keasaman dan nilai pK_a untuk beberapa asam,

Rumus	k_a	pK_a
Kuat :		
HCl	$\sim 10^7$	~ -7
H ₂ SO ₄	$\sim 10^5$	~ -5
Agak kuat:		
H ₃ PO ₄	$7,52 \times 10^{-3}$	2,12
Lemah :		
HF	$35,3 \times 10^{-5}$	3,45
CH ₃ CO ₂ H	$1,75 \times 10^{-5}$	4,75
Sangat lemah		
HCN	$4,93 \times 10^{-10}$	9,31
H ₂ O	$1,8 \times 10^{-16}$	15,74

(Fessenden, R.J dan J.S Fessenden, 1986)

2.7.2 Mekanisme Reaksi dengan Katalis Asam

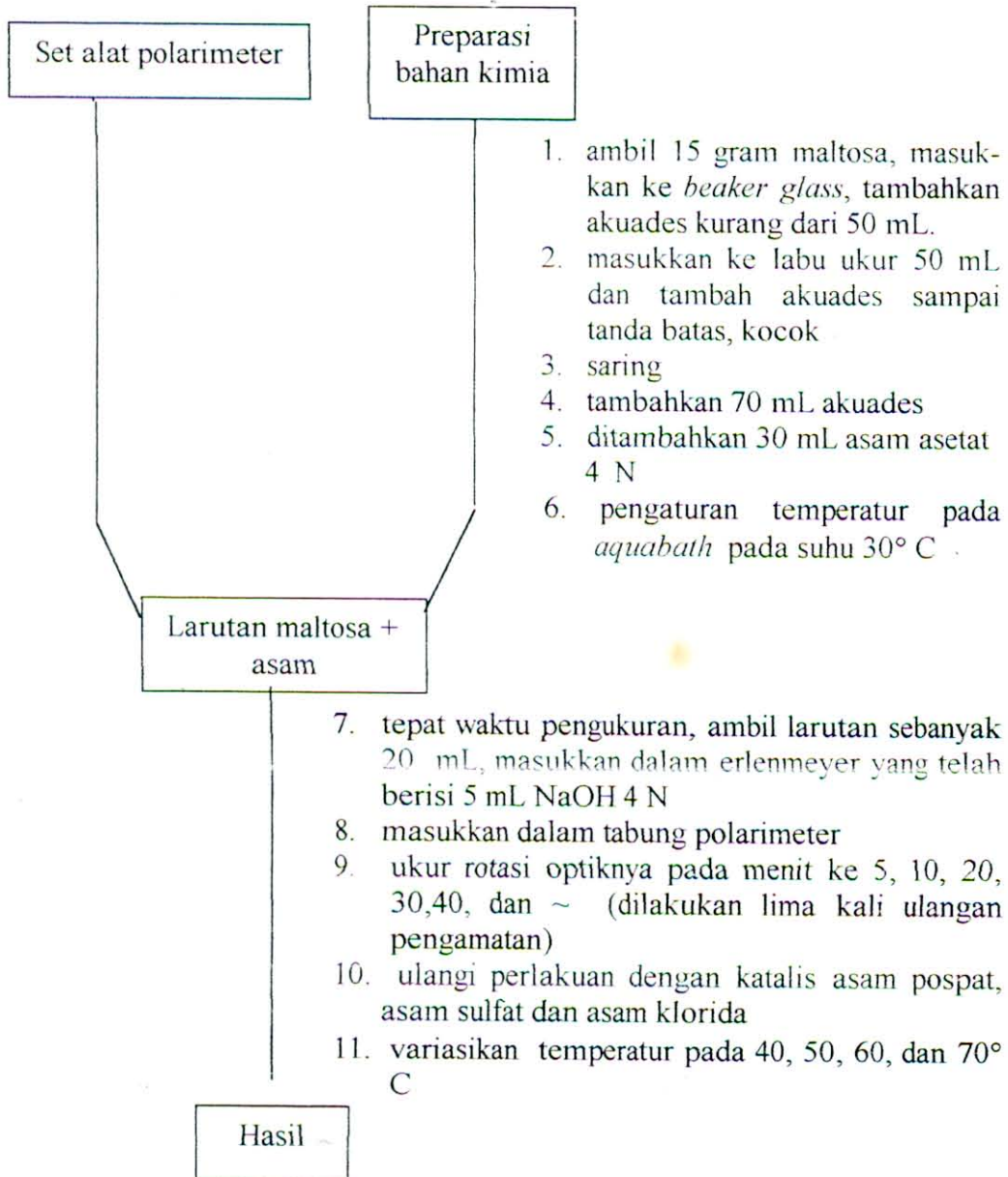
Dengan penambahan asam sebagai katalis positif, reaksi dapat dipercepat dalam pembentukan produk. Mekanisme reaksi dengan katalis asam,



S adalah reaktan (substrat), HA adalah katalis asam, dan P adalah produk. Asam akan terlepas kembali setelah pembentukan produk (Hine, 1962).

III. METODE PENELITIAN

3.1 Desain penelitian



3.2 Waktu dan tempat penelitian

Penelitian ini dilakukan di Laboratorium MIPA Kimia Fisik Universitas Jember pada bulan Oktober 2002 sampai dengan Maret 2003.



3.3 Alat dan Bahan

Alat-alat yang digunakan dalam penelitian ini adalah, Satu set polarimeter, aquabath, beaker glass 150 ml, erlenmeyer 150 mL, labu ukur 50 mL, 100 ml, 250 mL, termometer, pipet volum 15 mL, 25 mL, 50 mL, pipet tetes, neraca analitik o-hous, stopwatch, dan kertas saring.

Bahan-bahan yang digunakan dalam penelitian ini adalah D-(+) maltosa monohidrat (pa) (rdh), asam asetat (pa), asam klorida (pa), asam sulfat (pa), asam pospat (pa), kristal NaOH (pa), D-(+) Glukosa monohidrat (pa) (merck) dan akuades.

3.4 Langkah-langkah Penelitian

3.4.1 Penentuan sudut 0° polarimeter

Tabung polarimeter kosong, diletakkan pada tempat dilewatkannya cahaya kromatis pada alat polarimeter, cahaya akan melewati polarizer (lensa sebelum melewati analit) dan analyzer (lensa setelah cahaya melewati analit) pada tabung. Pada keadaan tersebut, analyzer diputar sedemikian rupa sehingga didapatkan keadaan gelap, pada sudut tersebut merupakan sudut nol polarimeter.

3.4.2 Penentuan Rotasi Optik

Rotasi pengamatan diukur berdasarkan pergeseran sudut 0° polarimeter oleh senyawa optis aktif maltosa dan glukosa (posisi gelap akan bergeser disebabkan terpolarisasi oleh senyawa yang memiliki atom C kiral), besar sudut pergeseran tersebut merupakan rotasi optik senyawa yang dilewati cahaya.

3.4.3 Sudut Putar Hidrolisa maltosa pada beberapa temperatur

Maltosa sebanyak 15 gram dilarutkan dalam 50 mL akuades, kemudian saring. Tambahkan 70 mL akuades yang sebelumnya dipanaskan pada penangas air sampai mencapai suhu 30°C . Panaskan 30 ml larutan asam asetat pada penangas air sampai mencapai suhu 30°C dengan termometer, larutan maltosa dan asam asetat direaksikan dalam *aquabath* yang telah diatur suhunya sehingga temperatur larutan relatif konstan pada suhu 30°C . Pengukuran rotasi pengamatan

dilakukan pada waktu 5', 10', 20', 30', 40' dan ∞. Pada setiap pengukuran, diambil 20 ml larutan, dan tepat waktu pengukuran, larutan dimasukkan dalam *beaker glass* yang telah berisi 5 ml larutan NaOH 4 N. Fungsi NaOH adalah untuk menetralkan kondisi larutan supaya asam tidak bekerja. Pengukuran rotasi pengamatan dilakukan dengan mengamati pergeseran sudut 0° polarimeter. Pengamatan dilakukan pengulangan sebanyak lima kali.

Percobaan diulangi pada temperatur 40, 50, 60, dan 70° C, dan asam klorida diganti dengan asam sulfat, asam pospat, asam asetat.

3.4.4 Identifikasi rotasi optik glukosa

Sebanyak 2,1 gram glukosa murni, dilarutkan dalam 20 mL akuades, kemudian dimasukkan dalam tabung polarimeter dan diukur rotasi optiknya. Pengamatan dilakukan lima kali pengulangan.

3.5 Analisis Data

3.5.1 Penentuan konstanta reaksi

Untuk menentukan besarnya konstanta reaksi pada masing-masing sistem yang telah divariasikan jenis asam dan temperaturnya, maka dapat dilakukan dengan cara grafik, yaitu dengan menggunakan regresi linear

$$\ln (\alpha_t - \alpha_\infty) = -kt + \ln (\alpha_0 - \alpha_\infty)$$

mengikuti persamaan $y = ax + b$, dimana a adalah intersep dan b adalah korelasinya. Plot $\ln (\alpha_t - \alpha_\infty)$ Vs t akan menghasilkan garis lurus dengan slope sama dengan -k.

dimana α_0 adalah sudut pemutaran waktu ke-0

α_t adalah sudut pemutaran waktu t

α_∞ adalah sudut pemutaran waktu ∞

(Farrington, 1956)

3.5.2 Penentuan laju reaksi

Untuk menentukan laju reaksi hidrolisis maltosa, putaran optik maltosa sisa pada setiap waktu pengukuran ($\alpha_t - \alpha_\infty$), dikonversi ke konsentrasi dengan rumus,

$$[\alpha]_{\text{maltosa}} = \frac{\alpha_t - \alpha_\infty}{l \cdot c}, \quad [\alpha]_{\text{maltosa}} = +130,4$$

$$c = (\alpha_t - \alpha_\infty) / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l, \quad l = 2,0 \text{ dm}$$

konentrasi maltosa yang telah diketahui, dimasukkan dalam hukum laju orde pertama,

$$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$$

dimana k adalah konstanta laju terukur, dan c_t adalah konnsentrasi maltosa pada saat t.

3.5.3 Penentuan Energi aktivasi

Untuk menentukan besarnya energi aktivasi reaksi hidrolisa maltosa, didapat dengan cara mengalurkan konstanta reaksi dari masing-masing temperatur pada katalis yang sama, terhadap waktu.

Rumus Arrhenius,

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT}$$

$$\ln k = -\frac{E_a}{R} \frac{1}{T} + \ln A$$

Dengan mengalurkan $\ln k$ terhadap $1/T$, maka akan diperoleh persamaan garis dengan kemiringan merupakan $-E_a/R$, sehingga harga E_a dapat ditentukan (Logan, 1996).



V. KESIMPULAN DAN SARAN

5.1 Kesimpulan

Berdasarkan penelitian yang telah dilakukan, maka didapat kesimpulan,

1. Besarnya kecepatan reaksi hidrolisis maltosa dapat diketahui dari konstanta lajunya. Konstanta laju yang diperoleh untuk jenis katalis ion $[H^+]$ asam asetat, asam pospat, asam sulfat dan asam klorida masing-masing adalah $11,2 \times 10^{-3}$, 15×10^{-3} , $32,6 \times 10^{-3}$, $35,5 \times 10^{-3}$ pada temperatur $70^\circ C$.
2. Nilai konstanta laju reaksi hidrolisa maltosa, dipengaruhi oleh temperatur dan jenis katalis ion $[H^+]$. Pada *range* temperatur $30-70^\circ C$, hubungan antara konstanta laju dan temperatur menunjukkan hubungan berbanding lurus. Sedang pengaruh jenis katalis ion $[H^+]$ terhadap konstanta laju, semakin tinggi kekuatan asam katalis ion $[H^+]$, konstanta laju yang didapat juga semakin besar.
3. Kondisi optimum reaksi hidrolisis maltosa pada penelitian ini masih belum dapat ditentukan, karena pada *range* temperatur $30-70^\circ C$, hubungan antara konstanta laju dan temperatur masih menunjukkan kenaikan, atau belum tercapai titik maksimum. Kondisi optimum berdasarkan jenis katalis pada temperatur $70^\circ C$, asam klorida memberikan nilai konstanta laju yang paling besar yaitu $35,5 \times 10^{-3}$ permenit.
4. Energi aktivasi reaksi hidrolisa maltosa dengan penambahan katalis ion $[H^+]$, didapat $32,117 KJ/mol$.

5.2 Saran

Perlu diteliti lebih lanjut mengenai perlakuan temperatur yang lebih tinggi, karena katalis memiliki temperatur maksimum. Perlakuan pH katalis asam juga perlu diteliti karena derajat keasaman berpengaruh terhadap jumlah ion $[H^+]$ yang dilepas. Juga perlu ditindak lanjuti penelitian kecepatan reaksi dengan membandingkan metode spektrofotometri dengan metode polarisasi untuk membandingkan nilai kecepatan reaksinya.



DAFTAR PUSTAKA

- Achmad, H. 1992. *Elektrokimia dan Kinetika Kimia*. Bandung: PT Citra Aditya Bakti.
- . 1996. *Kimia Larutan*. Bandung: PT Citra Aditya Bakti.
- Atkins, P.W. 1997. *Kimia Fisika*. Jilid 2. Terjemahan Irma I. Kartohadiprodjo dari physical chemistry (1990). Jakarta: P.T Erlangga.
- Augustine, R. 1996. *Heterogeneous Catalysis for the Synthetic Chemist*. New York: Departement of Chemistry Seton Hall University.
- Avery, 1974. *Basic Reaction Kinetics and Mechanisms*. London: The McMullan Press Ltd.
- Farrington, D. 1956. *Experimental Physical chemistry*. New York: McGraw-Hill book Company.
- Fessenden, R.J dan J.S Fessenden. 1992. *Kimia Organik*. Jilid I. Terjemahan Aloysius H.P dari Organic Chemistry (1986). Jakarta: Erlangga.
- . 1996. *Kimia Organik*. Jilid 2. Terjemahan Aloysius H.P dari Organic Chemistry 2th edition (1990). Jakarta: Erlangga.
- Hendayana, S, dkk. 1994. *Kimia Analitik Instrumen*. Semarang: IKIP Semarang Press.
- Hine, J. 1962. *Physical Organic Chemistry*. New York: McGraw-Hill book company inc.
- Keenan, C.W, D.C Kleinfelter, J.H Wood. 1996. *Kimia Untuk Universitas*. Jilid 1. Terjemahan A. Hadyana Pudjaatmaka dari Genenral College Chemistry (1984). Jakarta: Erlangga.
- Khopkar. 1990. *Konsep Dasar Kimia analitik*. Terjemahan A. Saptorahardjo dari Basic Concepts of Analytical Chemistry (1985). Jakarta: Penerbit Universitas Indonesia press.
- Logan, S.R. 1996. *Fundamentals of Chemical Kinetics*. London: Longman group limited.
- Mislow, 1965. *Introduction to Stereochemistry*. New York: W.A Benjamin inc.

- Moore, R. 1980, *Kinetics and Mechanism*. New York: John Wiley and Sons.
- Petrucci, R H. 1987. *Kimia Dasar*. Terjemahan Suminar Achmadi dari General Chemistry, Principles and Modern Application Fourth Edition (1985). Jakarta: Erlangga.
- Pine, S.H. 1988. *Kimia Organik 2*. Terjemahan Roehyati Joedodibroto dari Organic Chemistry (1980). Bandung: ITB.
- Respati. 1980. *Pengantar Kimia Organik 2*. Jakarta: PT Rineka Cipta.
- , 1992. *Dasar-dasar Ilmu Kimia*. Jakarta: PT Rineka Cipta.
- Satterfield. 1982. *Heterogeneous Catalysis in Practice*. New York: McGraw Hill Book Company.
- Setyawan, D. 1996. *Mempelajari Kecepatan Reaksi Hidrolisa Sukrosa dengan Pengaruh ion H^+ Sebagai Katalisator*. Jember: Fakultas Keguruan dan Ilmu Kependidikan Universitas Jember.
- Wilcox. 1995. *Experimental Organic Chemistry*. second edition. New York: Prentice-hall. Englewood cliffs.



Lampiran 1. Data rotasi optik rata-rata

1.1 Data rotasi optik rata-rata pada tiap variabel temperatur dengan katalis CH_3COOH

a. suhu 30°C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,90	+18,75	2,931
10'	+26,52	+18,37	2,911
20	+26,05	+17,90	2,885
30'	+25,72	+17,58	2,867
40'	+25,40	+17,25	2,848
~	+8,15		

b. suhu 40°C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,77	+18,65	2,926
10'	+25,83	+17,71	2,874
20	+25,08	+16,96	2,831
30'	+23,97	+15,85	2,763
40'	+23,03	+14,91	2,702
~	+8,12		

c. suhu 50°C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,66	+18,56	2,921
10'	+25,51	+17,41	2,857
20	+24,25	+16,15	2,782
30'	+23,90	+14,80	2,685
40'	+21,73	+13,63	2,612
~	+8,15		

d. suhu 60°C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,62	+18,52	2,918
10'	+25,19	+17,09	2,839
20	+23,93	+15,83	2,762
30'	+22,51	+14,41	2,668
40'	+20,48	+12,38	2,516
~	+8,10		

e. suhu 70°

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,54	+18,45	2,915
10'	+23,97	+15,88	2,765
20	+22,36	+14,27	2,658
30'	+20,88	+12,79	2,549
40'	+20,31	+12,22	2,503
~	+8,09		

Lampiran 1.2 Data rotasi optik rata-rata pada tiap variabel temperatur dengan katalis HCl

a. suhu 30° C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,64	+18,52	2,919
10'	+25,33	+17,22	2,846
20	+23,96	+15,85	2,763
30'	+23,10	+15,09	2,714
40'	+22,25	+14,14	2,649
~	+8,12		

b. suhu 40° C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,55	+18,43	2,914
10'	+23,91	+15,79	2,760
20	+20,84	+12,72	2,543
30'	+19,44	+11,32	2,427
40'	+17,29	+9,17	2,216
~	+8,12		

c. suhu 50° C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,42	+18,32	2,908
10'	+22,18	+14,08	2,645
20	+19,36	+11,26	2,421
30'	+16,19	+8,09	2,091
40'	+15,04	+6,94	1,937
~	+8,10		

d. suhu 60° C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,31	+18,21	2,902
10'	+20,68	+12,58	2,532
20	+17,64	+9,54	2,256
30'	+15,36	+7,26	1,983
40'	+13,54	+5,44	1,694
~	+8,10		

e. suhu 70°

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,02	+17,94	2,887
10'	+20,43	+12,35	2,514
20	+17,53	+9,45	2,246
30'	+14,59	+6,31	1,873
40'	+13,39	+5,31	1,670
~	+8,08		

Lampiran 1.3 Data rotasi optik rata-rata pada tiap variabel temperatur dengan katalis H_3PO_4

a. suhu 30° C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,76	+18,61	2,924
10'	+26,43	+18,28	2,906
20	+25,73	+17,58	2,867
30'	+25,18	+17,03	2,835
40'	+24,87	+16,73	2,817
~	+8,15		

b. suhu 40° C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,70	+18,56	2,921
10'	+25,65	+15,51	2,863
20	+24,32	+16,18	2,784
30'	+23,03	+14,99	2,708
40'	+21,93	+13,79	2,624
~	+8,14		

c. suhu 50° C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,66	+18,52	2,919
10'	+24,45	+16,31	2,792
20	+22,26	+14,12	2,648
30'	+21,38	+13,24	2,583
40'	+20,19	+12,05	2,489
~	+8,14		

d. suhu 60° C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,55	+18,43	2,914
10'	+23,97	+15,85	2,763
20	+21,83	+13,71	2,618
30'	+20,91	+12,79	2,549
40'	+19,05	+10,93	2,392
~	+8,12		

e. suhu 70°

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,51	+18,41	2,913
10'	+23,80	+15,70	2,754
20	+21,60	+13,50	2,603
30'	+19,55	+11,45	2,438
40'	+18,95	+10,85	2,384
~	+8,10		

Lampiran 1.4 Data rotasi optik rata-rata pada tiap variabel temperatur dengan katalis H_2SO_4

a. suhu 30° C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_\infty$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_\infty$) (sumbu y)
5'	+26,62	+18,48	2,917
10'	+25,84	+17,17	2,874
20	+24,52	+16,41	2,798
30'	+23,56	+15,42	2,736
40'	+22,76	+14,63	2,683
~	+8,14		

b. suhu 40° C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_{\infty}$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_{\infty}$) (sumbu y)
5'	+26,59	+18,45	2,915
10'	+24,02	+15,83	2,765
20	+21,39	+13,25	2,584
30'	+20,00	+11,86	2,473
40'	+17,56	+9,43	2,243
~	+8,14		

c. suhu 50° C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_{\infty}$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_{\infty}$) (sumbu y)
5'	+26,48	+18,36	2,910
10'	+22,60	+14,48	2,673
20	+19,78	+11,66	2,456
30'	+17,19	+9,07	2,205
40'	+15,49	+7,37	1,998
~	+8,15		

d. suhu 60° C

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_{\infty}$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_{\infty}$) (sumbu y)
5'	+26,38	+18,28	2,906
10'	+21,89	+13,79	2,624
20	+18,81	+10,71	2,371
30'	+15,55	+7,45	2,008
40'	+14,54	+6,44	1,863
~	+8,10		

e. suhu 70°

Waktu (sumbu x)	Rotasi optik (α_t)	($\alpha_t - \alpha_{\infty}$)	Ln ($\alpha_t - \alpha_{\infty}$) (sumbu y)
5'	+26,13	+18,05	2,893
10'	+20,71	+12,63	2,536
20	+17,60	+9,52	2,254
30'	+15,37	+7,29	1,987
40'	+13,42	+5,34	1,675
~	+8,08		

Lampiran 2. Menghitung laju reaksi hidrolisis maltosa berdasarkan konversi putaran optik maltosa ($^{\circ}$ putaran) ke konsentrasi (g/ml.menit)

$$[\alpha]_{\text{maltosa}} = \frac{\alpha(\text{rotasi optik})}{l \cdot c}, \quad [\alpha]_{\text{maltosa}} = +130,4$$

$$l = 2 \text{ dm}$$

Lampiran 2.1 Laju reaksi hidrolisa maltosa dengan katalis Asam Asetat

a. temperatur 30° C , $k = 2,3 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_{\infty})$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ (10^{-4} g/mL.menit)
5	+18,75	0,071894	1,653566
10	+18,37	0,070437	1,620054
20	+17,90	0,068635	1,578604
30	+17,58	0,067408	1,550383
40	+17,25	0,066143	1,521281

b. temperatur 40° C , $k = 6,2 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_{\infty})$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ (10^{-4} g/mL.menit)
5	+18,65	0,071511	4,433666
10	+17,71	0,067906	4,210199
20	+16,96	0,065031	4,031902
30	+15,85	0,060775	3,768021
40	+14,91	0,05717	3,544555

c. temperatur 50° C , $k = 8,6 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_{\infty})$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ (10^{-4} g/mL.menit)
5	+18,56	0,071166	6,120245
10	+17,41	0,066756	5,741028
20	+16,15	0,061925	5,325537
30	+14,80	0,056748	4,880368
40	+13,63	0,052262	4,494555



d. temperatur 60° C, $k = 0,0108 \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+17,92	0,068712	7,420859
10	+17,09	0,065529	7,077147
20	+15,83	0,060698	6,555368
30	+14,41	0,055253	5,967331
40	+12,38	0,047469	5,126687

e. temperatur 70° C, $k = 0,0112 \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+17,45	0,06691	7,493865
10	+15,88	0,06089	6,819632
20	+14,27	0,054716	6,128221
30	+12,79	0,049041	5,492638
40	+12,22	0,046856	5,247853

Lampiran 2.2 Laju reaksi hidrolisa maltosa dengan katalis Asam klorida

a. temperatur 30° C, $k = 7,3 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

T (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+18,52	0,071012	5,183896
10	+17,22	0,066028	4,820015
20	+15,85	0,060775	4,436541
30	+15,09	0,05786	4,223811
40	+14,14	0,054218	3,957899

b. temperatur 40° C, $k = 19 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

T (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+18,43	0,070667	13,42676
10	+15,79	0,060544	11,50345
20	+12,72	0,048773	9,266871
30	+11,32	0,043405	8,246933
40	+9,17	0,035161	6,680598

c. temperatur 50° C, $k = 27,3 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+18,32	0,070245	19,17699
10	+14,08	0,053988	14,73865
20	+11,26	0,043175	11,78673
30	+8,09	0,03102	8,468443
40	+6,94	0,02661	7,264647

d. temperatur 60° C, $k = 32,2 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+18,21	0,069824	22,48321
10	+12,58	0,048236	15,53206
20	+9,54	0,03658	11,77868
30	+7,26	0,027837	8,96365
40	+5,44	0,020859	6,716564

e. temperatur 70° C, $k = 35,5 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+17,94	0,068788	24,41986
10	+12,35	0,047354	16,81077
20	+9,45	0,036235	12,86331
30	+6,31	0,024195	8,589149
40	+5,31	0,02036	7,227952

Lampiran 2.3 Laju reaksi hidrolisa maltosa dengan katalis Asam pospat

a. temperatur 30° C, $k = 3,1 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+18,61	0,071357	2,212078
10	+18,28	0,070092	2,172853
20	+17,58	0,067408	2,089647
30	+17,03	0,065299	2,024271
40	+16,73	0,064149	1,988612

b. temperatur 40° C, $k = 8,3 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+18,56	0,071166	5,906748
10	+15,51	0,059471	4,936081
20	+16,18	0,06204	5,14931
30	+14,99	0,057477	4,77059
40	+13,79	0,052876	4,388689

c. temperatur 50° C, $k = 11,6 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+18,52	0,071012	8,237423
10	+16,31	0,062538	7,254448
20	+14,12	0,054141	6,280368
30	+13,24	0,050767	5,888957
40	+12,05	0,046204	5,359663

d. temperatur 60° C, $k = 13,7 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+18,43	0,070667	9,681403
10	+15,85	0,060775	8,326112
20	+13,71	0,052569	7,201956
30	+12,79	0,049041	6,718673
40	+10,93	0,04191	5,741603

e. temperatur 70° C, $k = 15 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+18,41	0,07059	10,58857
10	+15,70	0,060199	9,029908
20	+13,50	0,051764	7,764571
30	+11,45	0,043903	6,585506
40	+10,85	0,041603	6,240414

Lampiran 2.4 Laju reaksi hidrolisa maltosa dengan katalis Asam sulfat

a. temperatur 30° C, $k = 6,7 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa} \cdot l}$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+18,48	0,070859	4,747546
10	+17,17	6,583589	4,411005
20	+16,41	0,062922	4,215759
30	+15,42	0,059126	3,961426
40	+14,63	0,056097	3,758474

b. temperatur 40° C, $k = 18 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa} \cdot l}$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+18,45	0,070744	12,7339
10	+15,83	0,060698	10,92561
20	+13,25	0,050805	9,144939
30	+11,86	0,045475	8,185583
40	+9,43	0,036158	6,508436

c. temperatur 50° C, $k = 25,1 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa} \cdot l}$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+18,36	0,070399	17,67009
10	+14,48	0,055521	13,93589
20	+11,66	0,044709	11,22186
30	+9,07	0,034778	8,729179
40	+7,37	0,028259	7,09306

d. temperatur 60° C, $k = 29,6 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa} \cdot l}$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+18,28	0,070092	20,74724
10	+13,79	0,052876	15,65123
20	+10,71	0,041066	12,15552
30	+7,45	0,028566	8,455521
40	+6,44	0,024693	7,309202

e. temperatur 70° C, $k = 32,6 \times 10^{-3} \text{ menit}^{-1}$

t (menit)	$(\alpha_t - \alpha_\infty)$	$c_t = \alpha_t / [\alpha]_{\text{maltosa}} \cdot l$ (g/mL)	$-\frac{d[\text{maltosa}]}{dt} = k \cdot c_t$ ($10^{-4} \text{ g/mL} \cdot \text{menit}$)
5	+18,05	0,06921	22,5625
10	+12,63	0,048428	15,7875
20	+9,52	0,036503	11,9
30	+7,29	0,027952	9,1125
40	+5,34	0,020475	6,675

Lampiran 3. Menentukan Energi aktivasi

Temperatur (° C)	Harga konstanta reaksi (k) dengan katalis (menit ⁻¹)			
	CH ₃ COOH	H ₂ SO ₄	H ₃ PO ₄	HCl
30	$2,3 \times 10^{-3}$	$7,3 \times 10^{-3}$	$3,1 \times 10^{-3}$	$6,7 \times 10^{-3}$
40	$6,2 \times 10^{-3}$	$1,9 \times 10^{-2}$	$8,3 \times 10^{-3}$	$1,8 \times 10^{-2}$
50	$8,6 \times 10^{-3}$	$2,73 \times 10^{-2}$	$1,16 \times 10^{-2}$	$2,51 \times 10^{-2}$
60	0,0108	$3,23 \times 10^{-2}$	$1,37 \times 10^{-2}$	$2,96 \times 10^{-2}$
70	0,0112	$3,55 \times 10^{-2}$	$1,5 \times 10^{-2}$	$3,26 \times 10^{-2}$

T/K	T ⁻¹ /10 ⁻³ K ⁻¹	Ln k dengan katalis			
		CH ₃ COOH	H ₂ SO ₄	H ₃ PO ₄	HCl
303	3,300	-6,074	-4,919	-5,776	-5,005
313	3,195	-5,0816	-3,963	-4,791	-4,017
323	3,096	-4,752	-3,600	-4,456	-3,684
333	3,003	-4,605	-3,432	-4,290	-3,519
343	3,915	-4,492	-3,338	-4,199	-3,423

Gradien dari grafik hubungan ln k lawan 1/T dari lampiran 6

Jenis asam	Gadien (-E _a /R)
Asam asetat	$-3,8402 \times 10^{-3}$
Asam klorida	$-3,8938 \times 10^{-3}$
Asam pospat	$-3,8556 \times 10^{-3}$
Asam sulfat	$-3,8627 \times 10^{-3}$

Berdasarkan gradien yang didapat dari pengaluran grafik ln k lawan 1/T, didapatkan harga energi aktivasi reaksi hidrolisa maltosa dengan katalis,

3.1 Dengan katalis CH₃COOH

$$-E_a/R = -3,8402 \times 10^{-3}$$

$$E_a = 3,8403 \times 10^{-3+} \times 8,374 \text{ J/mol}$$

$$= 31,927 \text{ KJ/mol}$$

3.2 dengan katalis HCl

$$-E_a/R = -3,8938 \times 10^{-3}$$

$$E_a = -3,8938 \times 10^{-3+} \times 8,374 \text{ J/mol}$$

$$= 32,373 \text{ KJ/mol}$$

3.3 dengan katalis H₃PO₄

$$-E_a/R = -3,8556 \times 10^{-3}$$

$$E_a = -3,8556 \times 10^{-3+} \times 8,374 \text{ J/mol}$$
$$= 32,055 \text{ KJ/mol}$$

3.4 dengan katalis H_2SO_4

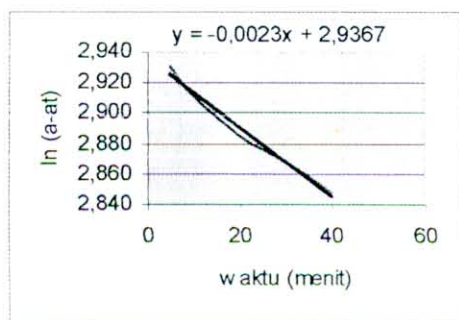
$$-E_a/R = -3,8627 \times 10^{-3}$$

$$E_a = -3,8627 \times 10^{-3+} \times 8,374 \text{ J/mol}$$
$$= 32,114 \text{ KJ/mol}$$

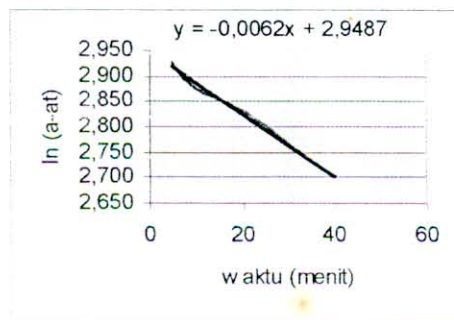
Lampiran 4. Grafik menentukan konstanta reaksi

Berdasarkan persamaan reaksi $\ln(\alpha_t - \alpha_\infty) = -kt + \ln(\alpha_0 - \alpha_\infty)$, dengan mengalurkan $(\alpha_t - \alpha_\infty)$ terhadap t yang tercantum pada lampiran 1.

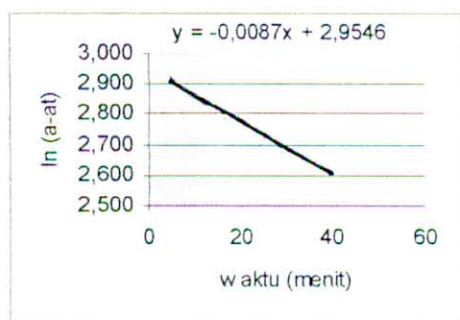
Lampiran 4.1 Grafik konstanta reaksi dengan katalis asam asetat



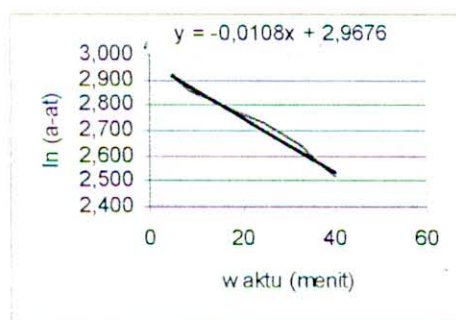
(a)



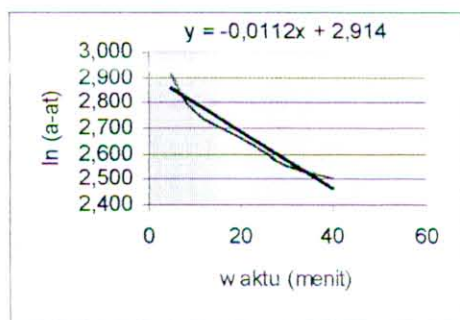
(b)



(c)



(d)



(e)

(a) temperatur 30°C , $y = -0,0023x + 2,9367$, $k = 0,0023$

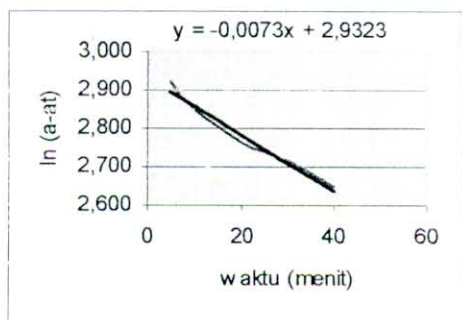
(b) temperatur 40°C , $y = -0,0062x + 2,9487$, $k = 0,0062$

(c) temperatur 50°C , $y = -0,0086x + 2,9543$, $k = 0,0086$

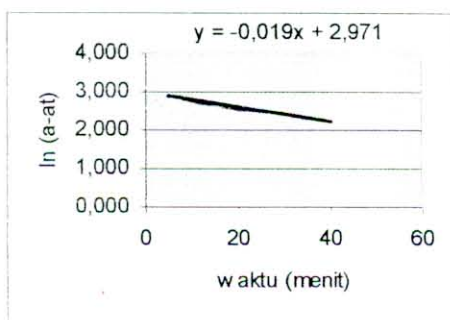
(d) temperatur 60°C , $y = -0,0108x + 2,9676$, $k = 0,0108$

(e) temperatur 70°C , $y = -0,0112x + 2,914$, $k = 0,0112$

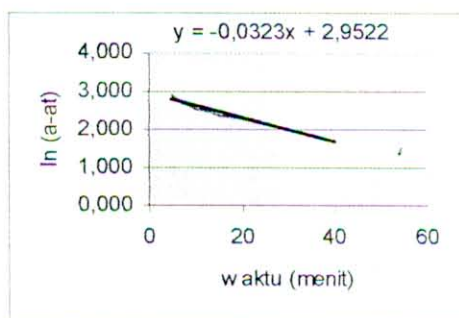
Lampiran 4.2 Grafik konstanta reaksi dengan katalis asam klorida



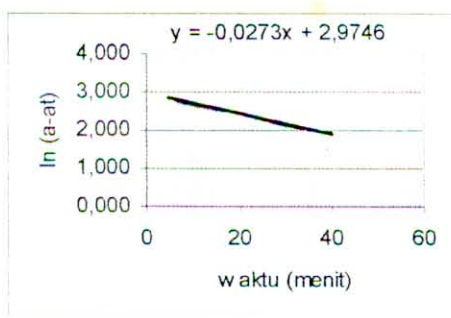
(a)



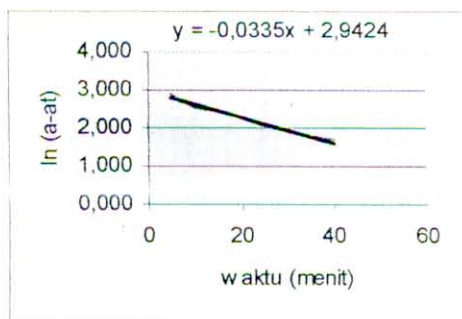
(b)



(c)



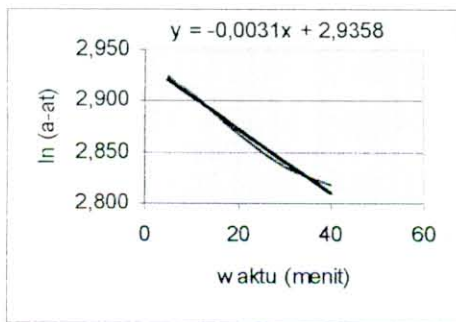
(d)



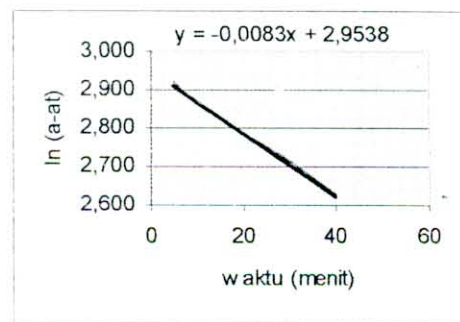
(e)

- (a) temperatur 30° C, $y = -0,0073x + 2,9323$, $k = 0,0073$
 (b) temperatur 40° C, $y = -0,019x + 2,971$, $k = 0,019$
 (c) temperatur 50° C, $y = -0,0273x + 2,9746$, $k = 0,0273$
 (d) temperatur 60° C, $y = -0,0323x + 2,522$, $k = 0,0323$
 (e) temperatur 70° C, $y = -0,0335x + 2,944$, $k = 0,0335$

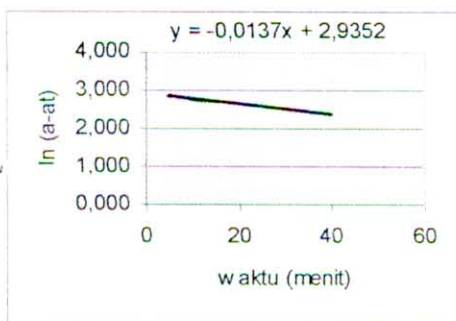
Lampiran 4.3 Grafik konstanta reaksi dengan asam pospat



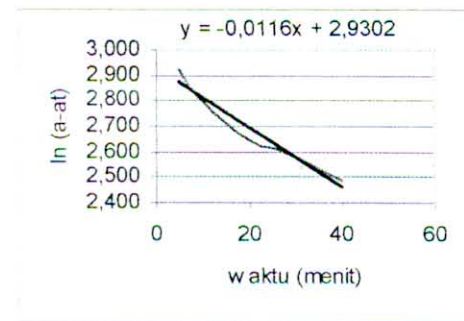
(a)



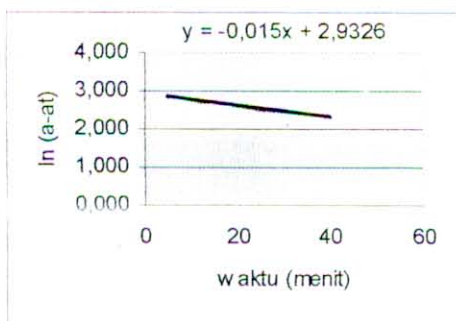
(b)



(c)



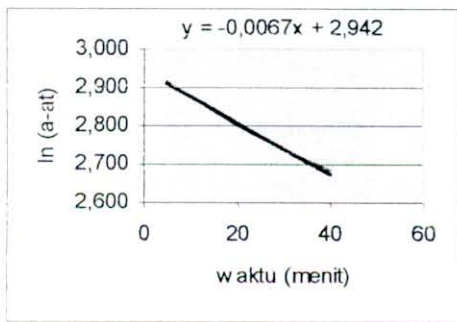
(d)



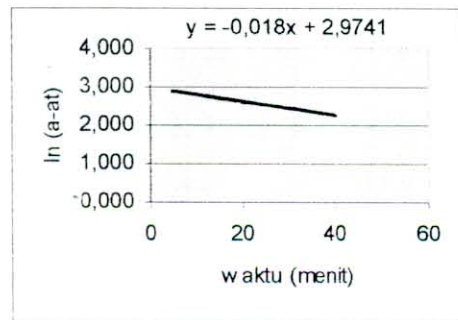
(e)

- (a) temperatur 30° C, $y = -0,0031x + 2,9358$, $k = 0,0031$
 (b) temperatur 40° C, $y = -0,0083x + 2,9538$, $k = 0,0083$
 (c) temperatur 50° C, $y = -0,0116x + 2,9302$, $k = 0,0116$
 (d) temperatur 60° C, $y = -0,0137x + 2,9352$, $k = 0,0137$
 (e) temperatur 70° C, $y = -0,015x + 2,9326$, $k = 0,015$

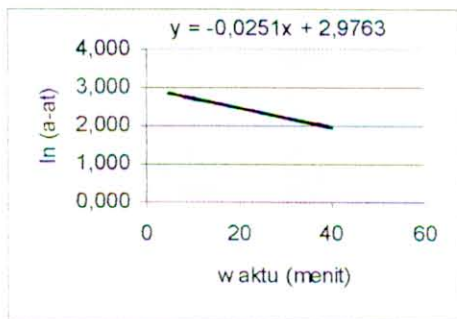
Lampiran 4.4 Grafik konstanta reaksi dengan katalis asam sulfat



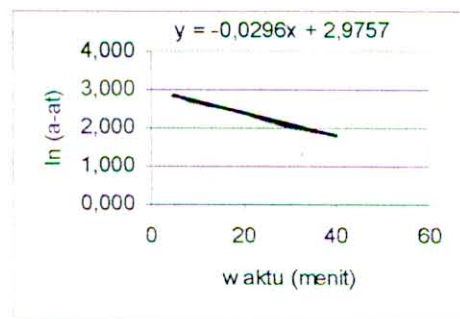
(a)



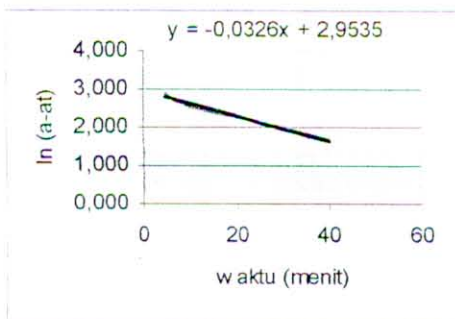
(b)



(c)



(d)

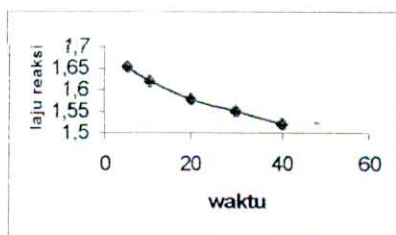


(e)

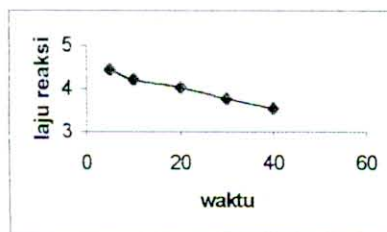
- (a) temperatur 30° C, $y = -0,0067x + 2,942$, $k = 0,0067$
 (b) temperatur 40° C, $y = -0,018x + 2,9741$, $k = 0,018$
 (c) temperatur 50° C, $y = -0,0251x + 2,9763$, $k = 0,0251$
 (d) temperatur 60° C, $y = -0,0296x + 2,9757$, $k = 0,0296$
 (e) temperatur 70° C, $y = -0,0326x + 2,9535$, $k = 0,0326$

Lampiran 5. Hubungan laju reaksi (10^{-4} g/mL. menit) dengan waktu (menit)
Berdasarkan laju reaksi pada lampiran 2

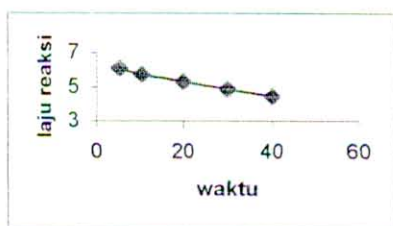
5.1 Dengan katalis asam asetat



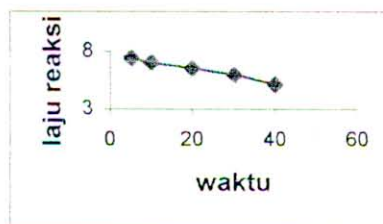
(a) suhu 30°C



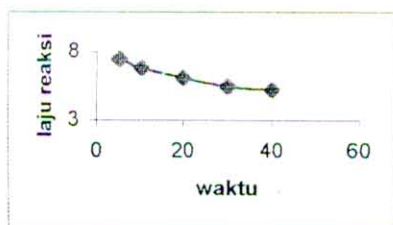
(b) suhu 40°C



(c) suhu 50°C

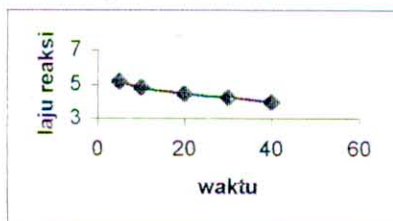


(d) suhu 60°C

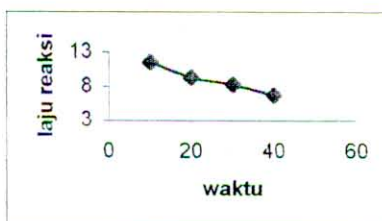


(e) suhu 70°C

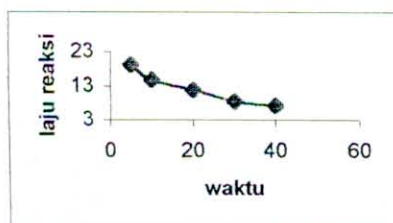
5.2 Dengan katalis asam klorida



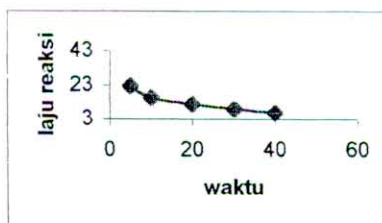
(a) suhu 30°C



(b) suhu 40°C

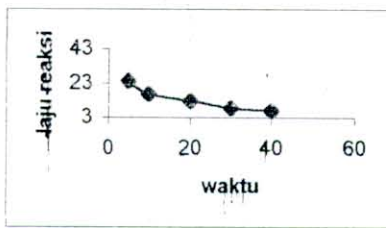


(c) suhu 50°C



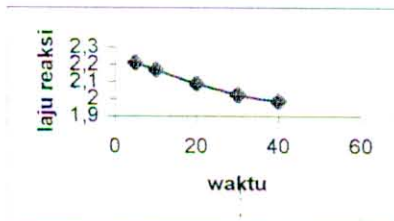
(d) suhu 60°C

Lanjutan dengan asam klorida

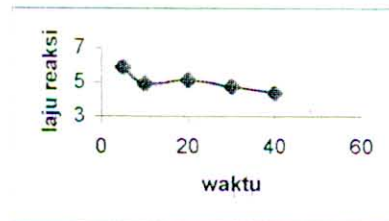


(e) suhu 70° C

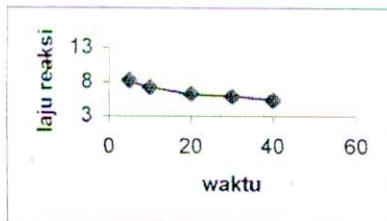
5.3 Dengan katalis asam pospat



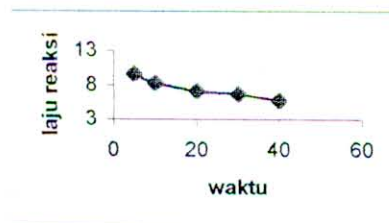
(a) suhu 30° C



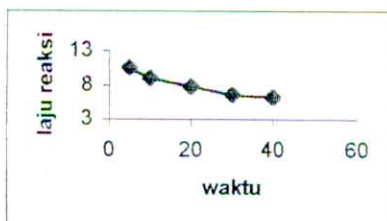
(b) suhu 40° C



(c) suhu 50° C

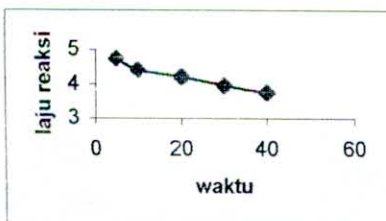


(d) suhu 60° C

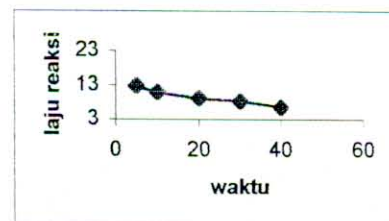


(e) suhu 70° C

5.4 Dengan katalis asam sulfat

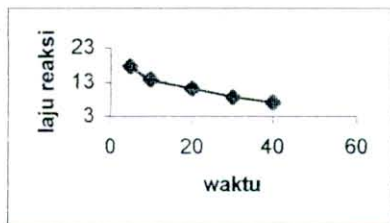


(a) suhu 30° C

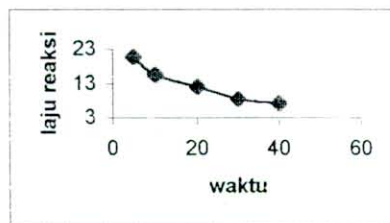


(d) suhu 40° C

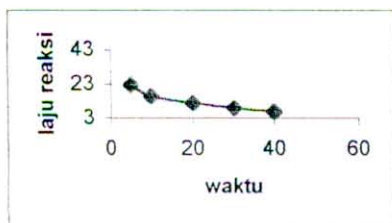
lanjutan dengan katalis asam sulfat



(c) suhu 50° C



(d) suhu 60° C



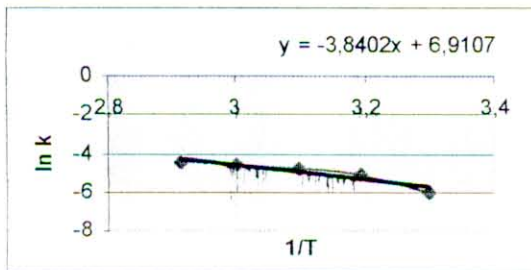
(e) suhu 70° C

Lampiran 6. Grafik menentukan energi aktivasi
Rumus Arrhenius,

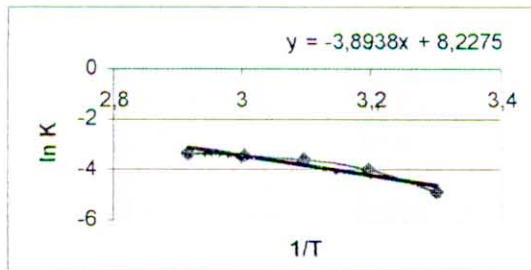
$$K = A \cdot e^{-E_a/RT}$$

$$\ln k = -\frac{E_a}{R} \frac{1}{T} + \ln A$$

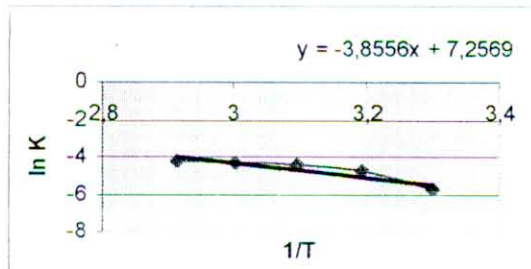
dengan mengalurkan $\ln k$ terhadap $1/T$ yang tercantum pada lampiran 3, didapat kemiringan sama dengan $-E_a/R$



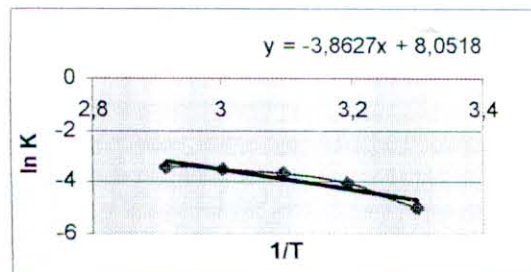
Grafik hubungan Energi aktivasi dengan katalis asam asetat



Grafik hubungan Energi aktivasi dengan katalis asam klorida



Grafik hubungan Energi aktivasi dngan katalis asam pospat



Grafik hubungan Energi aktivasi dengan katalis asam sulfat

Lampiran 7. Rotasi optik glukosa



$$\text{Mr maltosa} = 342 \text{ g/mol}$$

$$\text{Mr glukosa} = 180 \text{ g/mol}$$

$$\text{Konsentrasi maltosa} = 0,1 \text{ g/mL} = 2,92 \times 10^{-4} \text{ mol/mL}$$

$$\text{Konsentrasi glukosa} = 2 \times \text{konsentrasi maltosa}$$

$$= 2 \cdot 2,92 \times 10^{-4} \text{ mol/mL}$$

$$= 5,84 \times 10^{-4} \text{ mol/mL}$$

$$= 5,84 \times 10^{-4} \text{ mol/mL} \times 180 \text{ g/mol}$$

$$= 0,105 \text{ g/mL}$$

Rotasi optik glukosa yang teramati dari lima kali ulangan pengamatan :

$$+ 7,20, + 8,08, + 9,13, + 8,16, + 8,14$$

$$\text{Rotasi optik rata-rata} = + 8,14$$

Lampiran 8. Perbandingan kenaikan konstanta laju

Jenis asam	Perbandingan konstanta laju dengan naiknya temperatur				
	30° C	40° C	50° C	60° C	70° C
CH ₃ COOH	1	2,695	3,739	4,695	4,869
H ₃ PO ₄	1	2,677	3,742	4,419	4,838
H ₂ SO ₄	1	2,686	3,746	4,418	4,866
HCl	1	2,603	3,740	4,425	4,589
Rata-rata	1	2,665	3,741	4,489	4,790

Temperatur (° C)	Perbandingan konstanta laju berdasarkan kenaikan kekuatan asam katalis ion [H ⁺]			
	CH ₃ COOH	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₄	HCl
30	1	1,348	2,913	3,174
40	1	1,338	2,903	3,064
50	1	1,349	2,918	3,175
60	1	1,268	2,741	2,991
Rata-rata	1	1,325	2,868	3,101

