

1. PHENOLS
2. CHLOROPHENOLS
3. TITANIUM

kk  
TF 08/03  
put.  
&

# TESIS

## KINETIKA REAKSI PERURAIAN FENOL DAN 4-KLOROFENOL SECARA OKSIDASI FOTOKATALITIK DENGAN KATALIS TITANIUM DIOKSIDA



MILIK  
PERPUSTAKAAN  
UNIVERSITAS AIRLANGGA  
SURABAYA

**ENDAH MUTIARA MARHAENI PUTRI**

**PROGRAM PASCA SARJANA  
UNIVERSITAS AIRLANGGA  
SURABAYA**  
2002

**KINETIKA REAKSI PERURAIAN FENOL DAN  
4-KLOROFENOL SECARA OKSIDASI  
FOTOKATALITIK DENGAN KATALIS  
TITANIUM DIOKSIDA**



**TESIS**

**Untuk memperoleh Gelar Magister  
Dalam Program Studi Ilmu Farmasi  
Pada Program Pascasarjana Universitas Airlangga**

**ENDAH MUTIARA MARHAENI PUTRI  
NIM 099813065 M**

**PROGRAM PASCA SARJANA  
UNIVERSITAS AIRLANGGA  
SURABAYA  
2002**

## LEMBAR PENGESAHAN

**TESIS INI TELAH DISETUJUI  
TANGGAL 21 FEBRUARI 2002**

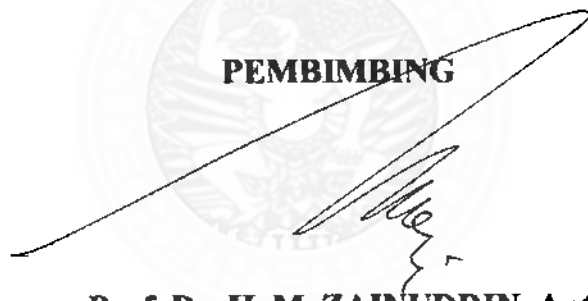
**Oleh :**

**PEMBIMBING KETUA**



**Prof. Dr. AMI SOEWANDI J. S, APT  
NIP. 130 531 781**

**PEMBIMBING**



**Prof. Dr. H. M. ZAINUDDIN, Apt  
NIM. 130 517 154**

**Mengetahui  
Ketua Program Studi Ilmu Farmasi  
Program Pasca Sarjana Universitas Airlangga**



**DE. WIDJI SOERATRI, DEA, Apt  
NIP. 130 611 501**

**Telah diuji pada**

**Tanggal 21 Pebruari 2002**

**PANITIA PENGUJI TESIS**

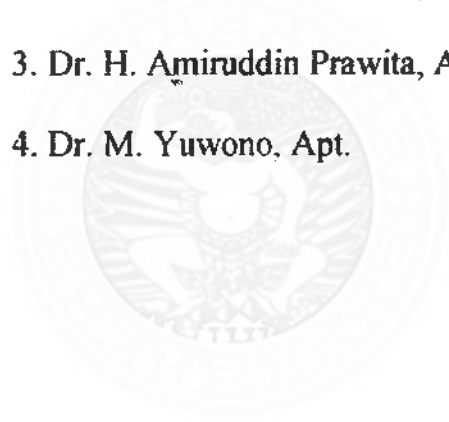
**Ketua : Prof. Dr. G.N. Astika, Apt.**

**Anggota : 1. Prof. Dr. Ami Soewandi J.S, Apt.**

**2. Prof. Dr. H. M. Zainuddin, Apt.**

**3. Dr. H. Amiruddin Prawita, Apt.**

**4. Dr. M. Yuwono, Apt.**



## UCAPAN TERIMA KASIH

Puji syukur kehadiran Allah s.w.t. atas rahmad dan karuniaNya yang tiada henti sehingga tesis ini dapat diselesaikan.

Terima kasih yang sebesar-besarnya saya ucapkan kepada Bapak Prof. Dr. Ami Soewandi J.S., Apt. selaku Pembimbing Ketua dan Bapak Prof. Dr. H. M. Zainuddin, Apt. selaku Pembimbing yang dengan penuh perhatian dan kesabaran yang tinggi telah membimbing saya dalam penelitian dan penulisan tesis ini.

Ucapan terima kasih juga saya sampaikan kepada yang terhormat :

1. Pemerintah Republik Indonesia cq Menteri Pendidikan Nasional melalui program BPPS yang telah memberikan bantuan finansial selama saya mengikuti program Magister ini.
2. Bapak Rektor Universitas Airlangga Surabaya, atas kesempatan dan fasilitas yang diberikan kepada saya untuk mengikuti dan menyelesaikan pendidikan program Magister.
3. Bapak Direktur Program Pasca Sarjana Universitas Airlangga Surabaya, atas kesempatan yang diberikan untuk mengikuti program Magister.
4. Ibu Ketua Program Studi Ilmu Farmasi, Dr. Widji Soeratri, DEA, Apt. atas asuhan, bimbingan serta perhatian khusus yang diberikan kepada saya selama mengikuti program Magister.

5. Ketua bidang minat Kimia Farmasi, Prof. Drs. Soemadi yang telah memberi kesempatan kepada saya mengikuti pendidikan Magister dalam bidang Kimia Farmasi ini.
6. Dekan Fakultas Farmasi Unair Surabaya yang telah mengizinkan kepada saya untuk menggunakan peralatan HPLC.
7. Prof. Dr. H. Muhammad Mulya, Apt dan Dr. M. Yuwono, Apt yang telah membantu saya sebagai konsultan dalam analisis HPLC pada Laboratorium Fakultas Farmasi Unair.
8. Teman-teman seangkatan yang selalu memberikan dorongan dan semua pihak yang tidak dapat saya sebutkan satu persatu yang telah memberikan bantuan dan perhatiannya dalam penyusunan proposal usulan tesis ini.

Terima kasih secara khusus saya tujukan kepada Kepala Laboratorium Biomass & Energi Jurusan Teknik Kimia – FTI – ITS yang sekaligus sebagai suami saya, Prof. Dr. Ir. H. M. Rachimoallah, Dipl. EST, yang telah memberi kesempatan untuk menggunakan laboratorium dan selalu memberikan dorongan semangat kepada saya untuk melakukan penelitian dan menyelesaikan penulisan tesis ini. Juga untuk anak-anakku tercinta Dhini, Wati dan Yani yang telah dengan sabar, penuh perhatian dan pengertian serta selalu memberikan dorongan semangat yang tiada henti dalam membantu ibunya untuk menyelesaikan tesis ini.

## RINGKASAN

Metode oksidasi fotokatalitik terhadap pengurangan/penurunan kadar fenol dan p-klorofenol yang terlarut dalam air telah dilakukan dalam penelitian ini dengan menggunakan sinar matahari sebagai sumber sinar, oksigen sebagai oksidatornya dan digunakan katalis semikonduktor titanium dioksida,  $\text{TiO}_2$  yang mempunyai energi celah sebesar 3,2 eV.

Hasilnya menunjukkan bahwa sinar matahari dapat digunakan sebagai sumber radiasi/energi terhadap peruraian fenol dan p-klorofenol karena memiliki energi yang dipancarkan kedalam larutan adalah melebihi dari energi celah dari semikonduktor titanium dioksida.

Kinetika reaksi peruraian dari fenol dengan variasi konsentrasi awal sebesar 50, 75, 100 dan 125 ppm menunjukkan *reaksi orde nol*, yang berarti bahwa hanya konstante kecepatan reaksi yang mempengaruhi besarnya kecepatan reaksinya dengan konstante kecepatan reaksi ( $k$ ) sebesar  $0,046 \text{ mol liter}^{-1} \text{ menit}^{-1}$  Pada pH 5,0 menunjukkan *reaksi orde dua* dengan konstante kecepatan reaksi ( $k$ ) sebesar  $1,490 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \text{ liter menit}^{-1}$ , sedangkan pada pH 7,0 dan pH 9,00 kinetika peruraian fenol berlangsung sangat cepat sehingga perubahan kadar fenol tidak dapat ditedeksi.

Kinetika reaksi peruraian dari 4-klorofenol (p-Klorofenol) dengan variasi konsentrasi awal sebesar 25, 50, 75, dan 100 ppm menunjukkan *reaksi orde dua* dengan konstante kecepatan reaksi ( $k$ ) sebesar  $4,875 \times 10^{-4}$  mol<sup>-1</sup> liter menit<sup>-1</sup>.

Pada pH 5,00 menunjukkan terjadinya *reaksi orde dua* dengan konstante kecepatan reaksi ( $k$ ) sebesar  $2,503 \times 10^{-4}$  mol<sup>-1</sup> liter menit<sup>-1</sup>. Sedangkan pada pH 7,00 dan pH 9,00 menunjukkan terjadinya *reaksi orde nol* yang berarti bahwa kecepatan reaksi hanya bergantung pada konstante kecepatan reaksinya dengan harga konstante kecepatan reaksi ( $k$ ) sebesar 0.052 mol liter<sup>-1</sup> menit<sup>-1</sup>.





## ABSTRACT

Photocatalytic oxidation of phenol and p-chlorophenol was evaluated in a batch reactor using sun light as source energy, oxygen as an oxydator and  $\text{TiO}_2$  as semiconductor catalyser.

Degradation of phenol in 50, 75, 100 and 125 ppm shows at zero order reaction, that mean degradation of phenol not depend on the initial concentration. The rate reaction constant was  $0.046 \text{ mol.litre}^{-1}.\text{min}^{-1}$ .

At pH 5,00 and 50 ppm initial concentration shows at second order reaction and rate reaction constant was  $1490 \times 10^{-4} \text{ mol}^{-1}.\text{litre}.\text{min}^{-1}$ .

Degradation of p-chlorophenol in 25, 50, 75, and 100 ppm shows at second order reaction, mean that reaction is depend on initial concentration. The rate reaction constant was  $4.875 \times 10^{-1} \text{ mol}^{-1}.\text{litre}.\text{min}^{-1}$ .

At pH 5.0 and 50 ppm initial concentration shows at second order reaction and rate reaction constant was  $2.503 \times 10^{-4} \text{ mol}^{-1}.\text{litre}.\text{min}^{-1}$ . But at 50 ppm initial concentration and pH 7.0 and 9.0 shows at zero order reaction and rate reaction constant was  $0.052 \text{ mol.litre}^{-1}.\text{min}^{-1}$ .

# DAFTAR ISI

	Halaman
Judul penelitian (sampul depan) .....	i
Judul penelitian (sampul dalam) .....	ii
Prasyarat gelar .....	iii
Pengesahan .....	iv
Penetapan penguji tesis .....	v
Ucapan terima kasih .....	vi
Ringkasan .....	viii
Abstract .....	x
DAFTAR ISI .....	xi
DAFTAR TABEL .....	xi v
DAFTAR GAMBAR .....	xvi
<b>BAB 1 PENDAHULUAN .....</b>	<b>1</b>
1.1 Latar belakang .....	1
1.2 Perumusan masalah .....	8
1.3 Tujuan penelitian .....	9
1.4 Manfaat penelitian .....	10
<b>BAB 2 TINJAUAN PUSTAKA .....</b>	<b>11</b>
2.1 Fotokimia .....	11
2.1.1 Reaksi oksidasi fotokatalitik .....	12
2.1.2 Reaksi fotodekomposisi .....	13
2.1.3 Reaksi reduksi fotokatalitik .....	14
2.2 Semikonduktor .....	15
2.3 Energi sinar matahari .....	18
2.4 Senyawa fenol .....	20
2.4.1 Sifat fisik fenol .....	21
2.4.2 Sifat kimia fenol .....	23
2.4.2.1 Keasaman fenol .....	23
2.4.2.2 Kebasaan fenol .....	24
2.5 Senyawa 4-klorofenol (paraklorofenol, 4-KF) .....	24
2.6 Kinetika kimia .....	26
2.6.1 Kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi .....	26
2.6.2 Penentuan besarnya kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi .....	32
2.7 Pengukuran intensitas sinar matahari .....	33
<b>BAB 3 KERANGKA KONSEPTUAL DAN HIPOTESIS PENELITIAN .....</b>	<b>36</b>
3.1 Konseptual penelitian .....	36
3.2 Hipotesis penelitian .....	38

	Halaman
<b>BAB 4</b>	<b>METODE PENELITIAN</b> <span style="float: right;"><b>39</b></span>
4.1	Variabel penelitian <span style="float: right;">39</span>
4.2	Definisi operasional variabel <span style="float: right;">39</span>
4.3	Bahan penelitian <span style="float: right;">40</span>
4.4	Alat penelitian <span style="float: right;">41</span>
4.5	Prosedur penelitian <span style="float: right;">43</span>
4.5.1	Prosedur percobaan <span style="float: right;">43</span>
4.5.2	Prosedur pengukuran konsentrasi fenol atau 4-klorofenol <span style="float: right;">43</span>
4.5.3	Prosedur penentuan besarnya intensitas sinar matahari <span style="float: right;">44</span>
4.6	Perhitungan kinetika reaksi <span style="float: right;">45</span>
4.6.1	Penentuan besarnya kecepatan reaksi senyawa fenol atau 4-klorofenol <span style="float: right;">45</span>
4.6.2	Penentuan orde reaksi <span style="float: right;">46</span>
4.6.3	Penentuan besarnya konstante kecepatan reaksi <span style="float: right;">46</span>
4.7	Pembuktian hipotesis <span style="float: right;">47</span>
<b>BAB 5</b>	<b>ANALISIS HASIL PENELITIAN</b> <span style="float: right;"><b>48</b></span>
5.1	Intensitas sinar matahari <span style="float: right;">48</span>
5.2	Pengukuran konsentrasi fenol <span style="float: right;">50</span>
5.2.1	Pengaruh konsentrasi awal terhadap kinetika reaksi Peruraian fenol <span style="float: right;">50</span>
5.2.2	Pengaruh pH terhadap kinetika reaksi peruraian fenol <span style="float: right;">61</span>
5.3	Pengukuran konsentrasi 4-klorofenol <span style="float: right;">65</span>
5.3.1	Pengaruh konsentrasi awal terhadap kinetika reaksi peruraian 4-klorofenol <span style="float: right;">65</span>
5.3.2	Pengaruh pH terhadap kinetika reaksi peruraian 4-klorofenol <span style="float: right;">79</span>
<b>BAB 6</b>	<b>PEMBAHASAN</b> <span style="float: right;"><b>88</b></span>
6.1	Kinetika reaksi peruraian oksidatif fenol <span style="float: right;">88</span>
6.1.1	Kecepatan reaksi peruraian oksidatif fenol <span style="float: right;">88</span>
6.1.2	Orde reaksi untuk fenol <span style="float: right;">89</span>
6.1.3	Konstante kecepatan reaksi peruraian oksidatif fenol <span style="float: right;">89</span>
6.2	Kinetika reaksi peruraian oksidatif 4-klorofenol <span style="float: right;">90</span>
6.2.1	Kecepatan reaksi peruraian oksidatif 4-klorofenol <span style="float: right;">90</span>
6.2.2	Orde reaksi untuk 4-klorofenol <span style="float: right;">91</span>
6.2.3	Konstante kecepatan reaksi untuk 4-klorofenol <span style="float: right;">91</span>
6.3	Hubungan antara konsentrasi dengan kecepatan reaksi <span style="float: right;">92</span>
6.3.1	Hubungan antara konsentrasi dengan kecepatan reaksi ( $\cong$ konstante kecepatan reaksi) untuk fenol <span style="float: right;">93</span>
6.3.2	Hubungan antara konsentrasi dengan kecepatan reaksi ( $\cong$ konstante kecepatan reaksi) untuk 4-klorofenol <span style="float: right;">95</span>

Halaman

6.4	Hubungan antara pH dengan konstante kecepatan reaksi	96
6.5	Analisis perbedaan antara kecepatan reaksi untuk fenol terhadap 4-klorofenol	98
6.6	Intensitas sinar matahari	99
BAB 7	KESIMPULAN DAN SARAN	100
7.1	Kesimpulan	100
7.2	Saran	101
	DAFTAR PUSTAKA	102
	DAFTAR LAMPIRAN	105



## DAFTAR TABEL

	Halaman
Tabel 2.1 Panjang gelombang cahaya dan energinya	19
Tabel 5.1 Data aktinometri	48
Tabel 5.2 Konsentrasi fenol yang tersisa (ppm) terhadap waktu pada berbagai konsentrasi awal	50
Tabel 5.3 Data log konsentrasi (log C) dan $\log - dC/dt$ untuk fenol dengan konsentrasi awal 50 ppm	52
Tabel 5.4 Data log konsentrasi (log C) dan $\log - dC/dt$ untuk fenol dengan konsentrasi awal 75 ppm	54
Tabel 5.5 Data log konsentrasi (log C) dan $\log - dC/dt$ untuk fenol dengan konsentrasi awal 100 ppm	56
Tabel 5.6 Data log konsentrasi (log C) dan $\log - dC/dt$ untuk fenol dengan konsentrasi awal 125 ppm	59
Tabel 5.7 Data orde reaksi n dan konstante kecepatan reaksi k (variasi konsentrasi)	60
Tabel 5.8 Konsentrasi fenol yang tersisa (ppm) terhadap waktu pada berbagai pH dengan konsentrasi awal tetap = 50 ppm	61
Tabel 5.9 Data log konsentrasi (log C) dan $\log - dC/dt$ untuk fenol dengan konsentrasi awal 50 ppm, pH = 5,00	63
Tabel 5.10 Data orde reaksi n dan konstante kecepatan reaksi k (variasi PH)	64
Tabel 5.11 Konsentrasi 4-klorofenol yang tersisa (ppm) terhadap waktu pada berbagai konsentrasi awal	65
Tabel 5.12 Data log konsentrasi (log C) dan $\log - dC/dt$ untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 25 ppm	67
Tabel 5.13 Data log konsentrasi (log C) dan $\log - dC/dt$ untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm	69
Tabel 5.14 Data log konsentrasi (log C) dan $\log - dC/dt$ untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 75 ppm	71
Tabel 5.15 Data log konsentrasi (log C) dan $\log - dC/dt$ untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 100 ppm	74
Tabel 5.16 Data log konsentrasi (log C) dan $\log - dC/dt$ untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 125 ppm	76
Tabel 5.17 Data orde reaksi n dan konstante kecepatan reaksi k (variasi konsentrasi)	78
Tabel 5.18 Konsentrasi 4-klorofenol yang tersisa (ppm) terhadap waktu pada berbagai pH	79
Tabel 5.19 Data log konsentrasi (log C) dan $\log - dC/dt$ untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm, pH = 5,00	81
Tabel 5.20 Data log konsentrasi (log C) dan $\log - dC/dt$ untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm, pH = 7,00	83

	Halaman
Tabel 5.21 Data log konsentrasi ( $\log C$ ) dan $\log -dC/dt$ untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm, pH = 5,00	85
Tabel 5.22 Data orde reaksi $n$ dan konstante kecepatan reaksi $k$ (variasi pH)	87



## D A F T A R G A M B A R

	Halaman
Gambar 2.1 Pita konduksi dan valensi	15
Gambar 2.2 Sistem kelarutan fenol	22
Gambar 2.3 Perbandingan harga pKa fenol dengan pKa alkohol	23
Gambar 2.4 Pasangan asam-basa konjugat dari fenol	24
Gambar 4.1 Reaktor fotokimia	42
Gambar 5.1 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk fenol dengan konsentrasi awal 50 ppm	51
Gambar 5.2 Grafik log konsentrasi (log C) terlawan log – dC/dt untuk fenol dengan konsentrasi awal 50 ppm	53
Gambar 5.3 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk fenol dengan konsentrasi awal 75 ppm	54
Gambar 5.4 Grafik log konsentrasi (log C) terlawan log – dC/dt untuk fenol dengan konsentrasi awal 75 ppm	55
Gambar 5.5 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk fenol dengan konsentrasi awal 100 ppm	56
Gambar 5.6 Grafik log konsentrasi (log C) terlawan log – dC/dt untuk fenol dengan konsentrasi awal 100 ppm	57
Gambar 5.7 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk fenol dengan konsentrasi awal 125 ppm	58
Gambar 5.8 Grafik log konsentrasi (log C) terlawan log – dC/dt untuk fenol dengan konsentrasi awal 125 ppm	59
Gambar 5.9 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk fenol dengan konsentrasi awal 50 ppm, pH = 5,00	62
Gambar 5.10 Grafik log konsentrasi (log C) terlawan log – dC/dt untuk fenol dengan konsentrasi awal 50 ppm, pH = 5,00	63
Gambar 5.11 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 25 ppm	66
Gambar 5.12 Grafik log konsentrasi (log C) terlawan log – dC/dt untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 25 ppm	67
Gambar 5.13 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm	68
Gambar 5.14 Grafik log konsentrasi (log C) terlawan log – dC/dt untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm	70
Gambar 5.15 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 75 ppm	71
Gambar 5.16 Grafik log konsentrasi (log C) terlawan log – dC/dt untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 75 ppm	72
Gambar 5.17 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 100 ppm	73
Gambar 5.18 Grafik log konsentrasi (log C) terlawan log – dC/dt untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 100 ppm	74

Gambar 5.19 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 125 ppm	75
Gambar 5.20 Grafik log konsentrasi ( $\log C$ ) terlawan $\log - dC/dt$ untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 125 ppm	77
Gambar 5.21 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm, pH = 5,00	80
Gambar 5.22 Grafik log konsentrasi ( $\log C$ ) terlawan $\log - dC/dt$ untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm, pH = 5,00	81
Gambar 5.23 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm, pH = 7,00	82
Gambar 5.24 Grafik log konsentrasi ( $\log C$ ) terlawan $\log - dC/dt$ untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm, pH = 7,00	83
Gambar 5.25 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm, pH = 9,00	84
Gambar 5.26 Grafik log konsentrasi ( $\log C$ ) terlawan $\log - dC/dt$ untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm, pH = 9,00	86
Gambar 6.1 Analisis korelasi pengaruh konsentrasi terhadap konstante kecepatan reaksi, k untuk senyawa fenol	93
Gambar 6.2 Analisis korelasi pengaruh konsentrasi terhadap konstante kecepatan reaksi, k untuk senyawa 4-klorofenol	95
Gambar 6.3 Analisis korelasi pengaruh pH terhadap konstante kecepatan reaksi, k	97





# **BAB I**

# **PENDAHULUAN**

# BAB - I

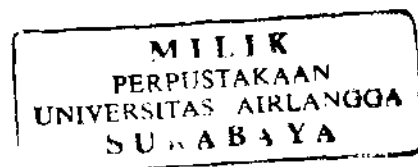
## PENDAHULUAN

### 1.1 Latar belakang

Keberadaan senyawa organik yang tersebar luas sebagai polutan dalam limbah industri atau rumah tangga adalah suatu masalah yang serius karena akan menimbulkan perubahan kualitas air. Apabila limbah tersebut dibuang secara langsung di perairan tentu akan menimbulkan problema yang serius yang harus segera ditangani karena air sangat penting keberadaannya dalam kebutuhan manusia. Pencemaran air tersebut dapat diartikan dalam beberapa pengertian, namun secara umum pada dasarnya bertitik tolak pada konsentrasi pencemar tertentu di dalam air dalam waktu yang relatif cukup lama untuk dapat menimbulkan pengaruh tertentu.

Menurut Peraturan Pemerintah Republik Indonesia Nomor 20 Tahun 1990 pencemaran air adalah masuknya atau dimasukkannya makhluk hidup, zat, energi atau komponen lain ke dalam lingkungan dan atau berubahnya tatanan lingkungan oleh kegiatan manusia, sehingga kualitas lingkungan turun sampai ke tingkat tertentu yang menyebabkan air tidak berfungsi lagi sesuai dengan peruntukannya.

Kualitas air dari sumber air sangat bervariasi, tergantung pada keadaan geologi setempat, aktivitas pertanian dan sumber polusi industri dan domestik. Karena banyak polutan yang larut dalam air, maka pergerakan air



melalui hidrosfir mengakibatkan adanya pergerakan bahan toksik. Air dapat melarutkan zat-zat polutan dan merupakan medium untuk mempercepat reaksi kimia diantara bahan-bahan terlarut, sehingga dapat mengubah toksisitas dari berbagai bahan. (Kusnoputranto, 1995).

Banyak senyawa organik misalnya fenol dan 4-klorofenol menunjukkan efek toksik pada konsentrasi yang rendah, sehingga akan menambah beban pada badan air. Jika hal ini dibiarkan terus menerus tentu akan sangat mempengaruhi kualitas air minum karena air permukaan biasanya digunakan sebagai bahan baku pembuatan air bersih di perkotaan (sebagai bahan baku dari PDAM).

Fenol adalah polutan organik berbahaya yang dapat ditemukan di dalam berbagai aliran limbah pada beberapa industri, misalnya industri kayu lapis, industri penyamakan kulit, industri kertas dan pulp, industri petrokimia, industri lem plywood dan industri minyak bumi. Dari penelitian pada industri kertas ditemukan limbah fenol pada aliran limbah dengan konsentrasi sampai 50 ppm sehingga akan sangat berbahaya apabila langsung dibuang ke perairan tanpa diolah terlebih dulu. (Iwan, 1977).

Fenol bersifat toksik atau racun yang bila terabsorpsi oleh kulit akan menyebabkan kematian. Kontak dengan fenol mengakibatkan kulit terbakar, bahkan uap fenol dapat menyebabkan mata, hidung dan kulit teriritasi. Selain itu fenol dapat merusak susunan syaraf pusat dan merupakan pengikis jaringan tubuh. (Fang, 1996).

Senyawa 4-klorofenol dalam industri digunakan dalam proses pembuatan quinizarin suatu zat warna, klofibrate (obat-obatan) klorofenisin dan diklorofen (fungisida). Senyawa 4-klorofenol sendiri dapat terjadi dari proses pengolahan air yang mengandung fenolat dengan metode klorinasi. Senyawa 4-klorofenol selain akan menjadi limbah dari industri di atas, terdapat pula dalam limbah buangan pabrik kertas dan pabrik tekstil. (Slamet Supriyoko, 1999).

Senyawa 4-klorofenol adalah salah satu senyawa organoklor yang beracun dan merupakan senyawa dengan sifat organoleptis kuat yang dapat menyebabkan bau dan rasa tidak enak dalam lingkungan berair. Untuk itu keberadaan senyawa 4-klorofenol dalam larutan berair perlu dikurangi atau dihilangkan. Senyawa 4-klorofenol tergolong polutan dalam air, karena ia mempunyai sifat racun dan sifat organoleptis kuat yang menyebabkan bau dan rasa yang tidak menyenangkan dalam lingkungan berair. Limbah dari pabrik tekstil yang mengandung senyawa 4-klorofenol dengan konsentrasi berkisar antara 3 - 4 ppm sudah cukup untuk menjadi polutan di dalam air. (D'Oliveira J.C et al, 1990).

Menurut Peraturan Pemerintah Republik Indonesia Nomor 20 Tahun 1990, kadar maksimal dari limbah fenol dan turunannya yang diijinkan untuk kategori A (air minum yang langsung digunakan) adalah 0,01 ppm ; untuk kategori B (air untuk rumah tangga) adalah 0,5 ppm ; kategori C (air untuk keperluan perikanan dan peternakan) adalah 1 ppm dan untuk kategori D (air untuk pertanian, PLTA dll) adalah 2 ppm.

Untuk mengolah limbah senyawa organik dalam air telah banyak digunakan berbagai metode, baik secara kimiawi, biologi maupun gabungan dari keduanya. Beberapa metode telah dicoba namun masih terdapat beberapa kelemahan, yaitu sifat toksiknya akan menjadikan kendala untuk diolah secara biologi karena akan mematikan mikroorganisme.

Dalam pengolahan air minum yang menggunakan sungai atau perairan sebagai bahan bakunya, tentu hal ini sangat dipengaruhi oleh kondisi perairan tersebut. Jika di perairan tersebut mengandung fenol atau turunannya, sedangkan dalam proses pembuatan air minum tersebut disertai proses klorinasi maka akan terbentuk senyawa kimia lainnya yang jauh lebih toksik dalam air minum tersebut.

Untuk menurunkan konsentrasi fenol dan 4-klorofenol yang terlarut di dalam air limbah telah dilakukan dengan berbagai cara. Rosana et al, 1994, telah meneliti degradasi dari fenol (PhOH), 2,4-diklorofenol (2,4-DCP), 2,3,5-triklorofenol (2,3,5-TCP) dan pentaklorofenol (PCP) menggunakan Ag-TiO<sub>2</sub> sebagai katalis, lampu merkuri tekanan tinggi sebesar 125 watt serta HPLC/KCKT untuk analisisnya. Hasilnya menunjukkan bahwa konsentrasi terbaik untuk katalis Ag-TiO<sub>2</sub> adalah sebesar 250 mg/liter dengan penambahan H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> dan aliran udara sebesar 1,7 liter/menit. Dengan konsentrasi awal masing-masing sebesar  $1 \times 10^{-4}$  M didapatkan konstante kecepatan reaksinya masing-masing sebesar 0,0493 ; 0,0430 ; 0,0367 dan 0,0356 menit<sup>-1</sup> untuk PhOH ; 2,4-DCP ; 2,3,5-TCP dan PCP.

Yang Wei (1990) telah melakukan penelitian oksidasi fotokatalitik terhadap fenol sebagai simulasi limbah organik dengan menggunakan lampu merkuri tekanan tinggi sebagai sumber energi foton dan titanium dioksida,  $\text{TiO}_2$ , sebagai katalis semikonduktor. Hasilnya menunjukkan bahwa reaksi adalah reaksi pseudo orde satu dan konsentrasi optimum dari  $\text{TiO}_2$  dalam larutan adalah 0,25 % berat  $\text{TiO}_2$ . Sedangkan jika digunakan sinar matahari sebagai sumber foton diketahui bahwa konsentrasi katalis semikonduktor  $\text{TiO}_2$  yang efektif adalah sebesar 200 mg/liter (Endah Mutiara, 1992).

Theurich J (1996) telah mencoba mengoksidasi 4-klorofenol dengan menggunakan sumber sinar Sachtleben Hombikat UV 100 dan titanium dioksida,  $\text{TiO}_2$  dengan pH 3 dan variasi konsentrasi awal 4-klorofenol didapatkan bahwa intermediet yang diperoleh dari pengamatan menggunakan HPLC adalah hidroksi hidrokuinon, hidroksi bensokuinon, fenol, 4-klorofenol, 4-hidroksi fenil bensokuinon, 2,5,4 trihidroksi dan 5-kloro 2,4 dihidroksi bifenil. Sedangkan dari mekanisme reaksi dapat dinyatakan bahwa reaksi totalnya menghasilkan  $\text{CO}_2$ , HCl dan  $\text{H}_2\text{O}$  dimana reaksinya mengikuti adsorpsi Langmuir-Hinshelwood.

Ming-Chun Lu et al (1999) telah mempelajari pengaruh dari ion-ion logam terhadap oksidasi fotokatalitik dari 2-klorofenol dengan menggunakan sinar UV pada  $\lambda$  254 nm dan 365 nm serta digunakan katalis semikonduktor  $\text{TiO}_2$  dan didapatkan hasil bahwa dekomposisi dari 2-klorofenol sangat bervariasi tergantung pada potensial reduksi dari masing-masing ion. Muneer M et al (1997) telah mempelajari degradasi

fotokatalitik terhadap Acid Blue 40 yang merupakan limbah tekstil dengan menggunakan katalis titanium dioksida,  $\text{TiO}_2$  dalam suatu larutan suspensi dan menggunakan sumber sinar dari Hombikat UV 100 dengan cara mengamati perubahan konsentrasi yang terjadi dan pembentukan  $\text{CO}_2$  sebagai fungsi dari waktu penyinaran. Spektra absorpsi dari larutan suspensi diamati dengan menggunakan spektrofotometer Shimadzu UV-2100 pada  $\lambda$  620 nm sedangkan pembentukan  $\text{CO}_2$  diamati dengan pembentukan  $\text{BaCO}_3$  menggunakan  $\text{Ba(OH)}_2$ .

Menurut Iwan Setiawan, 1997, yang telah melakukan studi pendahuluan terhadap reaksi oksidasi fotokatalitik fenol mengungkapkan bahwa reaksi oksidasi fotokatalitik baru akan terjadi apabila ada katalis  $\text{TiO}_2$ , sinar matahari dan gas oksigen bersama-sama dalam larutan fenol.

Dari berbagai penelitian diatas, penelitian dari Yang Wei yang mempunyai beberapa keunggulan, diantaranya adalah prosesnya lebih sederhana, biayanya lebih murah karena tidak perlu melakukan "dopping" dengan logam sehingga memerlukan pekerjaan tersendiri. Kelemahan yang mungkin ada hanyalah pada penggunaan lampu merkuri tekanan tinggi yang mempunyai "life time" (waktu nyala) yang terbatas.

Dalam penelitian yang akan dilakukan, metode dari Yang Wei yang akan digunakan sebagai prosedur standar dengan melakukan variasi pH terhadap senyawa fenol dan senyawa 4-klorofenol serta variasi konsentrasi awal dari senyawa fenol dan senyawa 4-klorofenol yang belum pernah dilakukan.

Konsentrasi dan pH dari limbah berbagai industri tentunya sangat bervariasi, sehingga hal ini perlu dipikirkan pemecahannya. Disamping itu dalam Keputusan Gubernur Kepala Daerah Tingkat I Jawa Timur nomor 136 tentang Baku Mutu Limbah Cair Bagi Industri atau Kegiatan Lainnya di Jawa Timur ditetapkan bahwa untuk industri yang membuang fenol dan turunannya (fenol total), konsentrasi yang diijinkan hanya sebesar 1,0 mg/l dengan beban maksimum limbah yang dibuang adalah sebesar 0,096 kg/ton produksi.

Reaksi oksidasi fotokatalitik merupakan reaksi fotokimia yang membutuhkan  $\lambda$  (panjang gelombang) antara 254 – 400 nm. Oksidasi fotokatalitik yang menggunakan katalis semikonduktor  $\text{TiO}_2$  membutuhkan energi sebesar kurang lebih 3,2 eV untuk mengatasi energi celah (Band Gap Energy,  $E_g$ ) dari  $\text{TiO}_2$ .

Jika digunakan lampu yang mempunyai  $\lambda$  pada daerah untuk melakukan reaksi oksidasi fotokatalitik, kendala yang timbul adalah "life time" yang terbatas dan harganya yang relatif mahal. Sedangkan keuntungannya adalah mudah dalam pengendaliannya.

Menurut Stark-Einstein dalam Finklea, Harry.O, 1983, menyatakan bahwa energi yang dimiliki oleh sinar dengan  $\lambda$  200 nm dan 400 nm masing-masing adalah 6,2 eV dan 3,1 eV.

Sinar matahari yang jatuh ke bumi mempunyai besar intensitas yang selalu berubah. Perbedaan waktu dalam sehari memberikan intensitas sinar yang berbeda pula, hal ini disebabkan karena bumi terus berputar pada



porosnya. Dari penelitian yang pernah dilakukan, diperoleh bahwa untuk negara Indonesia yang beriklim tropis, intensitas sinar matahari tertinggi yang diterima adalah pada siang hari pukul 10.00 sampai 14.00. Pada kisaran waktu tersebut intensitas sinar matahari dianggap tetap, karena perbedaan intensitas relatif kecil. (Pardede).

Berdasarkan kenyataan bahwa sinar matahari mempunyai panjang gelombang kurang dari 750 nm atau daerah sinar tampak dan sinar violet yang mempunyai energi cukup untuk melakukan transisi elektronik sehingga reaksi oksidasi fotokatalitik dapat berlangsung, tentunya sinar matahari juga efektif dan dapat diterapkan dalam oksidasi fotokatalitik terhadap fenol dan paraklorofenol (4-kloro fenol).

Penggunaan matahari sebagai alternatif sumber sinar didasarkan pula pada kondisi iklim tropis Indonesia yang tersedia sepanjang tahun, tidak bersifat polutif, gratis dan merupakan energi terbesar yang tersedia bagi kehidupan.

## 1.2. Perumusan masalah

Berdasarkan uraian diatas maka dapat dirumuskan permasalahan penelitian sebagai berikut :

- 1). Bagaimanakah pengaruh konsentrasi awal terhadap kinetika reaksi peruraian fenol secara oksidasi fotokatalitik dengan katalis  $\text{TiO}_2$  ?
- 2). Bagaimanakah pengaruh pH terhadap kinetika peruraian fenol secara oksidasi fotokatalitik dengan katalis  $\text{TiO}_2$  ?

- 3). Bagaimanakah pengaruh konsentrasi awal terhadap kinetika reaksi peruraian 4-klorofenol secara oksidasi fotokatalitik dengan katalis  $\text{TiO}_2$  ?
- 4). Bagaimanakah pengaruh pH terhadap kinetika reaksi peruraian 4-klorofenol secara oksidasi fotokatalitik dengan katalis  $\text{TiO}_2$  ?
- 5). Apakah ada perbedaan kecepatan dan orde reaksi peruraian fenol dan 4-klorofenol ?

### 1.3. Tujuan penelitian

Penelitian ini bertujuan untuk mempelajari kinetika reaksi peruraian senyawa fenol dan 4-klorofenol yang meliputi :

1. Menentukan kinetika reaksi peruraian fenol secara oksidasi fotokatalitik dengan katalis titanium dioksida yang meliputi kecepatan, konstante dan orde reaksi dengan variasi konsentrasi awal.
2. Menentukan kinetika reaksi peruraian fenol secara oksidasi fotokatalitik dengan katalis titanium dioksida yang meliputi kecepatan, konstante dan orde reaksi dengan variasi pH.
3. Menentukan kinetika reaksi peruraian 4-klorofenol secara oksidasi fotokatalitik dengan katalis titanium dioksida yang meliputi kecepatan, konstante dan orde reaksi dengan variasi konsentrasi awal.
4. Menentukan kinetika reaksi peruraian 4-klorofenol secara oksidasi fotokatalitik dengan katalis titanium dioksida yang meliputi kecepatan, konstante dan orde reaksi dengan variasi pH.

5. Menentukan perbedaan kecepatan, konstante dan orde reaksi peruraian fenol dan 4-klorofenol.

#### 1.4. Manfaat penelitian

Dari hasil penelitian yang akan dikerjakan ini diharapkan dapat :

1. Memberikan kontribusi bagi penanganan limbah industri khususnya limbah fenol dan 4-klorofenol.
2. Dikembangkan suatu desain reaktor fotokimia yang dapat mengatasi problema limbah industri di perairan sehingga membantu penanganan problem limbah organik utamanya limbah fenolik.





# **BAB II**

# **TINJAUAN PUSTAKA**

## B A B – 2

### TINJAUAN PUSTAKA

#### 2.1 Fotokimia

Fotokimia adalah ilmu yang mempelajari reaksi-reaksi kimia yang diinduksi oleh sinar, baik secara langsung maupun tidak langsung. Sinar yang diserap mempunyai energi yang dirumuskan oleh Planck :

$$E = h \times \nu = \frac{hc}{\lambda}$$

dimana :

$h$  = konstanta Planck =  $6,625 \times 10^{-27}$  erg.det

=  $6,625 \times 10^{-34}$  joule.detik

$c$  = kecepatan cahaya =  $3 \times 10^8$  m/det

=  $3 \times 10^{10}$  cm/det

$\lambda$  = panjang gelombang

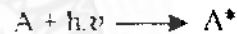
$\nu$  = frekwensi

Reaksi fotokimia menerima energi pengaktifannya dari penyerapan foton cahaya oleh molekul-molekulnya, karena itu memberikan kemungkinan selektivitas yang tinggi, yang berarti bahwa energi kuantum cahaya sesuai untuk reaksi tertentu saja. Jadi, tahap pengaktifan dalam reaksi fotokimia cukup berbeda dan lebih selektif dibandingkan pengaktifan reaksi biasa ( thermal ). Keadaan molekul tereksitasi mempunyai energi dan

distribusi electron yang berbeda dari keadaan dasar, sehingga sifat kimiapun berbeda.

Terdapat 2 (dua)) hukum dasar yang mendasari reaksi fotokimia. Pertama, seperti yang dikemukakan oleh Grotthus pada tahun 1817 dan Droper pada tahun 1843 yang menyatakan bahwa hanya sinar yang yang terabsorpsi oleh satu molekul yang dapat membuat perubahan secara reaksi fotokimia dalam molekul tersebut. Kedua, berasal dari Stark – Bodenstein pada tahun 1913, yang menyatakan absorpsi sinar oleh satu molekul adalah proses dari suatu kuantum, memberikan jumlah rendemen kuantik primer adalah sama dengan satu, sehingga :  $\sum \phi = 1$

Stark dan Einstein ( 1808 – 1912 ) menyatakan bahwa molekul menyerap satu kuantum sinar menjadi teraktifkan :



Hukum kedua fotokimia merupakan dasar perhitungan dari hasil kuantum suatu proses tertentu. Hasil kuantum dapat dihitung untuk proses fisika maupun kimia yang disebabkan oleh penyerapan cahaya.

Dalam reaksi fotokimia ini yang paling penting adalah proses deaktivasi pada keadaan pada keadaan tereksitasi. Reaksi dalam fotokimia ini sangat selektif yang disebabkan pada fotosensibilisasi (Alberty, 1984).

Reaksi fotokimia meliputi :

1. Reaksi oksidasi fotokatalitik.
2. Reaksi fotodekomposisi
3. Reaksi reduksi fotokatalitik.



### 2.1.1. Reaksi oksidasi fotokatalitik

Suatu reaksi oksidasi fotokatalitik merupakan reaksi fotokimia yang menggunakan oksigen sebagai oksidator, katalisator yang mempunyai sifat semikonduktor sebagai fotokatalis dan sinar yang berupa foton-foton untuk sumber energi terjadinya reaksi..

Beberapa katalis semikonduktor yang pernah digunakan antara lain :

- a. Titanium dioksida,  $\text{TiO}_2$
- b. Wolfram oksida,  $\text{WO}_3$
- c. Ferri oksida,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$
- d. Seng oksida,  $\text{ZnO}$

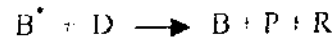
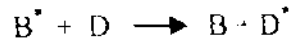
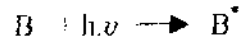
Dari beberapa jenis katalis semikonduktor diatas, yang terbanyak digunakan adalah  $\text{TiO}_2$  anatase karena mempunyai area spesifik yang cukup besar, sehingga cukup efektif dalam menyerap sinar yang dijatuhkan dan efektif dalam menghasilkan elektron dan *hole*. Pada larutan yang merupakan polutan yang akan didegradasi, ditambahkan dengan oksigen dan ditambahkan sejumlah katalis semikonduktor tertentu serta diberikan penyinaran.

Menurut Cahimoellah, 1986, untuk  $\text{TiO}_2$  anatase, waktu efektif untuk analisisnya adalah tiap selang waktu 30 menit.

### 2.1.2. Reaksi fotodekomposisi.

Menurut Levine, 1988, pada peristiwa fotodekomposisi, suatu senyawa yang menerima dan menyerap sinar secara langsung menghasilkan satu molekul tereksitasi. Molekul ini dapat bereaksi maupun mengalami

peluruhan. Molekul ini dapat juga mentransfer energinya melalui tumbukan dengan molekul lain :



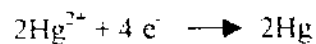
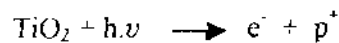
Dapat pula molekul tereksitasi bertumbukan dengan molekul lain langsung menghasilkan produk. Untuk peristiwa fotodekomposisi ini tidak dilakukan dengan oksigenasi.

### 2.1.3. Reaksi reduksi fotokatalitik.

Finkle dan Harry, O., 1983 menyatakan bahwa peristiwa fotoreduksi terjadi jika suspensi larutan yang mengandung ion logam dan semikonduktor disinari dengan sinar UV dengan  $\lambda < 400$  nm, maka akan terjadi deposit logamnya.

Penyinaran permukaan katalis semikonduktor  $TiO_2$  oleh cahaya dengan energi yang sama atau lebih besar dari energi celah ( band gap energi,  $E_g$  ) dari semikonduktor akan menghasilkan elektron bebas yang berada pada pita konduksi  $TiO_2$ , selanjutnya elektron tersebut akan mereduksi ion logam dalam larutan.

Pada ion logam raksa misalnya akan terjadi reaksi fotoreduksi sebagai berikut :



$$E = 0,854 \text{ volt}$$

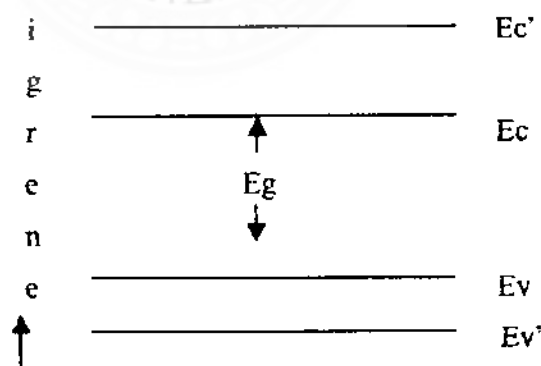
$$\Delta G = -19,779 \text{ kkal/mol}$$



## 2.2. Semikonduktor.

Semikonduktor merupakan suatu material yang memiliki konduktivitas listrik antara logam dan isolator. Semikonduktor dan isolator terdiri dari ikatan kovalen dari elektron valensi. Elektron valensi ini tidak dapat bergerak bebas. Agar dapat bergerak bebas, mereka harus terlepas dari ikatan. Untuk dapat terlepas dari ikatan, elektron valensi harus menerima energi dari luar yang dapat mengatasi energi yang membatasi elektron tersebut. Energi yang diterima ini besarnya harus  $\geq E_g$  (Energi celah, *band gap energy*). Jika elektron valensi terlepas dari tempat ikatannya semula, ia akan meninggalkan sebuah tempat yang tidak terduduki yang disebut "*Hole*". *Hole* ini membawa sifat sebagai pembawa muatan positif, dimana elektron dan *hole* bersama-sama akan menentukan kondisi listrik suatu bahan.

Gambar di bawah ini menggambarkan hubungan energi antara elektron pada keadaan terikat dan keadaan bebas :



Gambar 2.1 : Pita konduksi dan valensi

Pita energi antara  $E_v$  dan  $E_v'$  menunjukkan energi yang dimiliki oleh elektron-elektron valensi, sedangkan pita energi antara  $E_c$  dan  $E_c'$  menunjukkan energi yang dimiliki oleh elektron bebas ; sehingga elektron bebas memiliki tingkatan energi diatas  $E_c$  dengan cara mengambil energi yang lebih besar dari  $E_g$ . Daerah antara  $E_v$  dan  $E_v'$  disebut pita konduksi. Bahan semikonduktor dan isolator dibedakan dari besarnya energi celah. Jika suatu bahan mempunyai energi celah kecil, sehingga elektron mudah dibangkitkan oleh energi kecil, maka bahan tersebut disebut semikonduktor. Sedang jika energi celah besar, sehingga elektron bebas sulit dibangkitkan, maka bahan itu disebut isolator.

Menurut Cotton, 1987, katalis semikonduktor titanium dioksida,  $TiO_2$ , di alam terdapat dalam bentuk rutile, anatase dan brookite. Senyawa ini di alam terdapat sebagai mineral pengiring dalam batuan beku plutonik, granit dalam genis, sekis serta dalam endapan batuan sedimen seperti batu pasir. Senyawa ini di alam terdapat sebagai mineral pengiring dalam batuan beku plutonik, granit dalam genis, sekis, serta dalam endapan batuan sedimen seperti batu pasir. Dari ketiga bentuk diatas, anatase merupakan bentuk yang paling stabil.

Rachimoellah, 1986 menyatakan bahwa titanium dioksida,  $TiO_2$ , merupakan katalis yang dapat digunakan dalam reaksi fotokimia dan mempunyai sifat semikonduktor dengan  $E_g$  sebesar  $\pm 3,0$  eV. Titanium dioksida tidak berbahaya bagi lingkungan, mudah didapatkan di alam,

mempunyai luas permukaan besar dan mempunyai pori-pori yang kecil. Disamping itu TiO<sub>2</sub> sangat stabil dalam larutan.

Didalam penelitian ini titanium dioksida yang digunakan adalah TiO<sub>2</sub> Degussa P-25 dengan karakteristik sebagai berikut :

Area spesifik : 50 m<sup>2</sup> / gram.

Diameter partikel rata-rata : 0.78 μm.

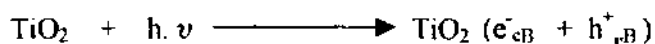
Densitas : 3,9 g/ml

Energi celah : 3,2 eV.

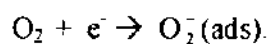
Primct. 1971, dalam penelitiannya memilih TiO<sub>2</sub> jenis ini karena tidak memerlukan pengaktifan lagi untuk memperbesar luas permukaan dan sangat stabil sampai dengan suhu 400° C.

Menurut Rachimoellah, 1986, katalis semikonduktor ini aktif bila ada sinar/foton yang jatuh padanya dan sinar ini harus ≥ Eg (Eg = energi celah, *band gap energy*) sehingga dapat mengeksitasi elektron. Luas permukaan yang besar akan lebih banyak menyerap sinar dan reaksi menjadi lebih cepat

Menurut Augugliaro et al, 1998, penyinaran permukaan semi konduktor TiO<sub>2</sub> akan menghasilkan pasangan elektron-hole yang dapat dinyatakan dengan persamaan :



Sebagai katalis TiO<sub>2</sub> bereaksi secara adsorpsi sehingga jika reaksi oksidasi menggunakan oksigen maka akan terjadi reaksi sebagai berikut :



$O_2^-(ads)$  yang terbentuk bersifat sangat reaktif terhadap reaktan, sehingga dengan cepat bereaksi dengan reaktan untuk dirubah menjadi produk yang lain.

### 2.3. Energi sinar matahari.

Indonesia sebagai negara yang beriklim tropis tentu mendapatkan sinar matahari sepanjang tahun secara melimpah. Hal ini dimanfaatkan untuk proses-proses fotokimia.

Adanya sinar matahari yang melimpah ruah yang dapat dinikmati sepanjang tahun, bersifat non polutif dan gratis, maka sinar matahari dapat dimanfaatkan sebagai sumber energi foton yang paling murah dalam reaksi fotokimia yang membutuhkan  $\lambda$  pada daerah antara 254 – 400 nm. Oksidasi fotokatalitik yang menggunakan katalis semikonduktor  $TiO_2$  membutuhkan energi sebesar  $\pm 3,2$  eV untuk mengatasi energi celah ( *Band Gap Energi* ,  $E_g$  ) dari  $TiO_2$ . Namun demikian, jika digunakan sinar matahari tentu akan sulit pengendaliannya. Sedangkan jika digunakan lampu, kendala yang timbul adalah “waktu hidup” ( *life time* ) yang terbatas dan harganya yang relatif mahal.

Menurut Stark – Einstein, energi yang dimiliki oleh sinar dengan  $\lambda$  200 nm dan 400 nm masing-masing adalah sebesar 6,2 eV dan 3,1 eV. Sinar matahari merupakan gelombang elektromagnetik yang berupa paket energi yang menyerupai partikel yang disebut foton. Setiap foton dalam gelombang cahaya monokromatis dengan frekwensi  $\nu$  mempunyai energi sebesar  $h \times \nu$  atau secara matematis dituliskan sebagai berikut :

$$E = h \times \nu = \frac{h \times c}{\lambda}$$

Sedangkan energi dari 1 mol foton atau 1 Einstein foton adalah sebagai berikut :

$$E = N \times h \times \nu = N \times \frac{h \times c}{\lambda}$$

Alberty, 1984, dalam bukunya menyatakan bahwa menurut Einstein, suatu foton dari gelombang cahaya bertumbukan dengan elektron zat padat, energi dari foton dapat ditransfer ke elektron. Jika energi foton melebihi energi celahnya, maka elektron dapat terlepas dari ikatannya.

Menurut Finklea, Harry O. 1983, Stark dan Einstein menyatakan bahwa energi dari berbagai sinar dengan panjang gelombang tertentu dapat dilihat dari tabel berikut :

Tabel 2.1 Panjang gelombang cahaya dan energinya

$\lambda$ , nm	E, eV	N.h.v, kJoule
200	6,2	598
400	3,1	299
700	1,8	171
1000	1,2	120

Menurut Pardede, 1979 dan Rabek, 1982, ada beberapa cara untuk mengetahui besarnya intensitas sinar matahari, diantaranya yaitu :

- a. Dengan solarimeter ( alat ukur intensitas radiasi matahari ).
- b. Menggunakan pengetahuan intensitas radiasi matahari di suatu tempat yang lengkap data meteorologinya.
- c. Menggunakan formula empiris.
- d. Menggunakan metode aktinometri.

Radiasi matahari yang sampai ke permukaan bumi telah mengalami pelemahan disebabkan jarak antara bumi-matahari, hamburan oleh partikel-partikel dalam atmosfer dan penyerapan oleh atmosfer sendiri.

Selain faktor-faktor di atas, Hidayati, 1982, menyatakan bahwa ada beberapa faktor lain yang perlu diperhatikan yaitu :

- a. Waktu dalam hari dan hari dalam tahun.
- b. Keadaan cuaca.
- c. Kemiringan permukaan penerima.

Dalam penelitian sebelumnya, 1982, penulis tidak memperhitungkan faktor-faktor di atas tetapi hanya menekankan dalam penggunaan sinar matahari untuk oksidasi fotokatalitik dimana harga intensitas sinar dalam larutan ditentukan secara aktinometri dan diperoleh energi sinar matahari  $\geq E_g$  pada kondisi cerah, tidak ada mendung pada pukul 10.00 – 14.00.

#### 2.4 Senyawa fenol.

Fenol adalah suatu senyawa yang dapat dianggap berasal dari benzena dengan mengganti salah satu atom H dengan gugus -OH, tetapi fenol berbeda dengan alkohol walaupun sama-sama mempunyai gugus -OH.

Adanya efek resonansi menyebabkan substituen yang masuk ke fenol, semuanya mempunyai aktifitas yang sangat kuat dan merupakan pengaruh orto dan para, sedangkan pengaruh meta cenderung tidak stabil. Substituen-substituen tersebut adalah :  $-\text{NH}_2$  ;  $-\text{NHR}$  ;  $-\text{NR}_2$  ;  $-\text{NH-CO-CH}_3$  ;  $-\text{OH}$  ;  $-\text{OR}$ .

Fenol bila mengikat substituen akan mempunyai beberapa bentuk orientasi yaitu orto, meta dan para.

Fenol merupakan senyawa kimia berbentuk kristal berwarna putih dan mempunyai bau yang spesifik, bersifat racun dan menyebabkan iritasi pada kulit serta mudah bereaksi dengan sinar. Produk komersial fenol biasanya mengandung impuritis yang dapat menyebabkan kenaikan titik didih sampai  $182^\circ\text{C}$ . pH dari larutan fenol berkisar pada  $\text{pH} = 6$ , dengan mencampurkan air sebanyak 8%.

Penggunaan fenol sangat luas diantaranya untuk antimikroba (industri farmasi), industri petrokimia, industri pestisida, industri kertas dan pulp, industri lem plywood, industri minyak bumi dan industri antiseptik.

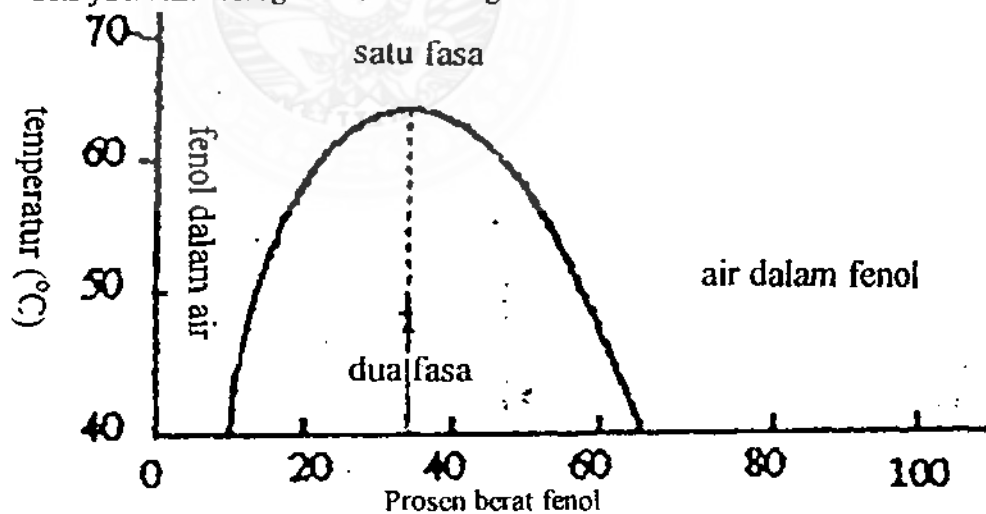
Menurut The Merck Index, 10<sup>th</sup> ed,  $\text{LD}_{50}$  dari fenol (oral pada tikus) adalah 530 mg/kg

#### 2.4.1 Sifat fisik fenol.

Fenol dapat membentuk ikatan hidrogen antara molekulnya, maka titik didih fenol adalah tinggi, yaitu  $181,7 - 182^\circ\text{C}$ . Sedangkan titik leburnya yaitu  $41^\circ\text{C}$ . Fenol merupakan senyawa yang larut dalam berbagai pelarut yaitu air, alkohol, aseton, bensena, dan kloroform. Spesifik gravity fenol

pada suhu  $25^{\circ}\text{C}$  adalah 1,071, sedangkan rapatan fenol pada suhu  $20^{\circ}\text{C}$  arah kanan ( dextro ) adalah 1,0576 gram/ml. Fenol dengan berat molekul 94,11 gram/mol memiliki  $H_f$  sebesar 11,289 J/mol dan kelarutannya dalam air adalah sebesar 9.3 gram/100 gram  $\text{H}_2\text{O}$  pada suhu  $25^{\circ}\text{C}$ . ( Loudon, G.March, 1984 ).

Andrews .H,1970, menyatakan bahwa kestabilan campuran fenol dan air dapat ditunjukkan pada gambar 2.2. Kurva kelarutan dibentuk dengan memplotkan antara prosen berat fenol sebagai absis dan temperatur sebagai ordinat. Pada kurva bagian sebelah kiri, fenol stabil dalam air pada semua range temperatur, begitu juga pada daerah kurva bagian sebelah kanan, air stabil dalam fenol. Untuk daerah tengah kurva, air dan fenol akan membentuk dua fase. Tetapi untuk suhu diatas  $65,9^{\circ}\text{C}$  air dan fenol akan membentuk satu fasa (saling melarut) Kelarutan fenol dalam air karena adanya ikatan hidrogen antara air dengan fenol.



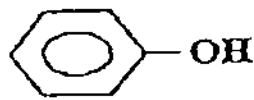
Gambar 2.2 Sistem kelarutan fenol – air



## 2.4.2 Sifat kimia fenol.

### 2.4.2.1. Keasaman Fenol.

Fenol umumnya lebih asam dari alkohol. Sebagai contoh, pKa fenol 9,95; sedangkan sikloheksanol mendekati 17. Kenyataan ini membuktikan bahwa fenol  $10^7$  kali lebih asam dibandingkan alkohol pada ukuran dan jumlah yang sama.



pKa ~ 10



pKa ~ 17

Gambar 2.3 Perbandingan harga pKa fenol dengan pKa sikloheksanol

Keasaman fenol lebih besar, hal ini diakibatkan adanya interaksi resonansi antara oksigen pada fenoksida dan cincin benzena, sedangkan pada aloksida tidak terjadi resonansi.

Ion fenoksida mengalami stabilitas resonansi, energinya berkurang sesuai bentuk ion aloksida dari alkohol. Kenyataan ini menyebabkan fenol mempunyai energi bebas lebih rendah pada saat ionisasi dibanding alkohol sehingga fenol lebih asam karenanya ( Gambar 2.3 ). Jadi, stabilitas ionisasi dari fenoksida adalah penyebab terbesar keasaman fenol menjadi besar, gugus fenil menarik elektron dan efek induktifnya menyebabkan kenaikan keasaman fenol. ( Wingrove, 1981 ).



## 2.4.2.2. Kebasaan Fenol.

Elektron bebas fenol tidak terbagi, sehingga fenol adalah basa Lewis, dimana sifat basanya lebih lemah dibandingkan alkohol.



$$\text{pK}_a \cong 7$$

Gambar 2.4 Pasangan asam-basa konjugat dari fenol

Terjadinya sejumlah interaksi resonansi ( tumpang tindih ) antara atom oksigen fenol tak terbagi dan sistem eletron p pada cincin. Sehingga, fenol netral dimanfaatkan untuk stabilisasi resonansi secara lebih stabil dibanding fenol terprotonisasi, ia relatif sulit terprotonisasi pada oksigen fenol.( Wingrove, A.S et al, 1981 ).

## 2.5 Senyawa 4-klorofenol ( paraklorofenol, 4 - KF ).

Menurut Loudon, 1984, senyawa 4-klorofenol ( 4 - KF ) adalah suatu senyawa monoklorofenol turunan bensena yang tersubstitusi oleh gugus-OH dan gugus-Cl yang mengambil posisi para. Sifat-sifat senyawa 4 - KF diantaranya adalah senyawa tak berwarna dengan berat molekul 120,56 gram/mol, pada suhu kamar berbentuk kristal, memiliki titik lebur dan titik

leleh sebesar  $42^{\circ}\text{C}$  dan  $220^{\circ}\text{C}$ . Kelarutan senyawa 4 – KF dalam air pada suhu  $25^{\circ}\text{C}$  adalah 2,7 gram/liter dan harga pKa sebesar 9,2 serta mempunyai kestabilan kimia yang tinggi. Sedangkan Wingrove A.S, 1991, berpendapat bahwa pada senyawa 4 – KF, gugus OH adalah gugus pengaktif yang lebih kuat dibandingkan dengan gugus Cl. Sebagai gugus pemberi elektron, maka gugus OH merupakan pengaktif cincin benzena terhadap serangan elektrofil dan merupakan pengarah orto dan para.

Kegunaan dari paraklorofenol (4-klorofenol) secara luas adalah sebagai bahan antiseptik.

Senyawa 4 – KF merupakan senyawa beracun dengan tingkat toksisitas sebesar 0,67 gram/kilogram  $\text{LD}_{50}$  ( tikus ). Senyawa 4 – KF masuk ke dalam tubuh melalui serapan kulit dan menyebabkan iritasi. Uap yang dihasilkan juga menyebabkan iritasi pada mata dan mempengaruhi pernafasan. ( Loudon, 1984 ).

Rosana M. Alberichi dan Wilson F. Jardin menyatakan bahwa senyawa 4-KF mempunyai toksisitas yang tinggi, untuk itu senyawa 4 – KF harus dikurangi atau dihilangkan keberadaannya dalam perairan. Hal ini dilakukan agar tingkat toksisitas senyawa 4 – KF yang tinggi dalam perairan dapat diturunkan

## 2.6 Kinetika kimia.

Kinetika kimia adalah bagian dari ilmu kimia yang mempelajari tentang kecepatan dan mekanisme dari suatu reaksi kimia serta mencari faktor-faktor yang mempengaruhi kecepatan reaksi.

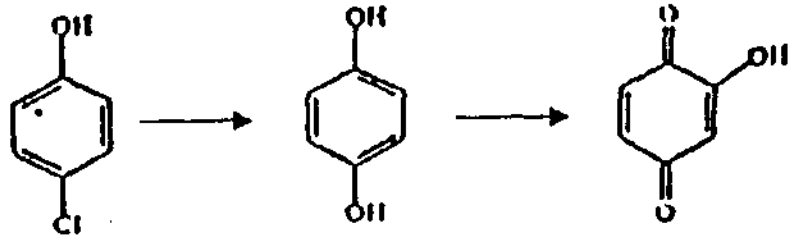
Alat untuk memperoleh data-data empiris tersebut dapat dibagi dalam 2 (dua) jenis, yaitu reaktor curah (*batch reactor*) dan reaktor alir (*continuous flow reactor*). Reaktor curah pada dasarnya adalah tempat untuk menampung reaktan yang sedang bereaksi.

Reaktor curah untuk percobaan biasanya beroperasi isothermal dan pada volume konstan, karenanya mudah dilakukan pada skala laboratorium.

### 2.6.1 Kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi.

Kecepatan reaksi didefinisikan sebagai laju perubahan konsentrasi substansi yang melakukan reaksi terhadap waktu. Kecepatan reaksi dapat dituliskan sebagai pengurangan konsentrasi reaktan setiap waktu tertentu ( $-dC/dt$ ) atau penambahan konsentrasi hasil reaksi (produk) pada setiap waktu tertentu ( $+dC/dt$ ).

Menurut Theuric J, Lindner M dan Bahnemann W, 1996, reaksi oksidasi fotokatalitik dari 4-klorofenol adalah suatu reaksi seri yang dinyatakan sebagai berikut:



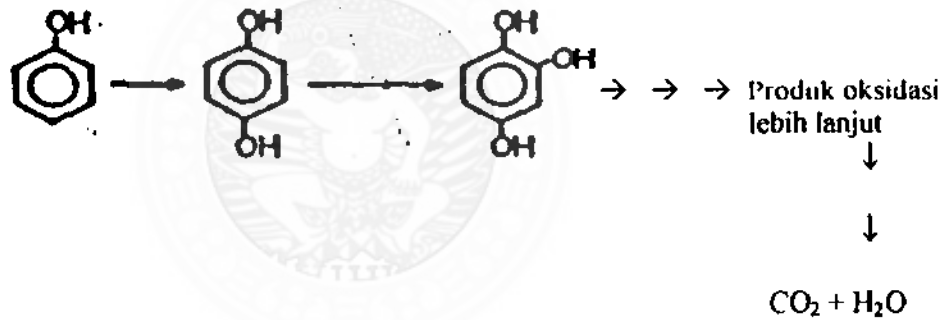
→ → → → Produk oksidasi lebih lanjut

↓

↓

CO<sub>2</sub>

Sedangkan menurut Okamoto K, Yamamoto Y, Tanaka H, Tanaka M dan Itaya A, oksidasi dari fenol juga merupakan reaksi seri sebagai berikut :



Jika kita pandang reaksi tersebut dengan hasil akhir / produk adalah hydro quinon (HQ) maka :



Atau secara umum persamaan reaksi kimia diatas dapat dinyatakan sebagai berikut:



maka kecepatan reaksinya dapat dinyatakan :

$$-\frac{dC_A}{dt} = -\frac{dC_B}{dt} = +\frac{dC_P}{dt} = k C_A^m C_B^n$$

dimana :  $C_A$  = Konsentrasi reaktan A  
 $C_B$  = Konsentrasi reaktan B  
 $m$  = Orde reaksi parsial terhadap A  
 $n$  = Orde reaksi parsial terhadap B  
 $m + n$  = Orde reaksi total  
 $k$  = Konstante kecepatan reaksi

Untuk menentukan orde parsial terhadap A, maka konsentrasi B harus diberikan dalam jumlah berlebih sehingga konsentrasi B setiap saat adalah konstan. Dengan demikian, maka kecepatan reaksinya dapat dinyatakan sebagai berikut :

$$\frac{dC_A}{dt} = r_A = k' C_A^m$$

atau :

$$\log r_A = m \cdot \log C_A + \log k'$$

dimana :  $k' = k \cdot C_B^n$

Dalam menentukan besarnya orde reaksi  $m$ , maka diplot hubungan antara log kecepatan reaksi vs log konsentrasi, maka akan didapatkan suatu grafik dengan slopenya merupakan besarnya orde reaksi sedangkan intersepanya merupakan besarnya konstante kecepatan reaksinya.

Persamaan garis yang diperoleh memberikan :

Slope =  $m$  = Orde reaksi

Intersep =  $k'$  = Konstante kecepatan reaksi

Menurut teori tumbukan, kecepatan reaksi harus sebanding dengan :

- a. Jumlah tumbukan antara zat-zat yang direaksikan per satuan waktu.
- b. Bagian atau fraksi dari tumbukan ini yang efektif.

Kecepatan reaksi dipengaruhi oleh beberapa hal, diantaranya adalah :

1. Pengaruh sifat dan keadaan zat.

Dalam suatu reaksi kimia, terjadi pemutusan ikatan-ikatan lama dan pembentukan ikatan-ikatan baru. Misalnya, reduksi dari ion permanganat dalam suasana asam oleh larutan ferro sulfat berlangsung sangat cepat, tetapi reduksi dari ion permanganat pada keadaan yang sama oleh asam oksalat berlangsung sangat lambat.

Dalam bentuk yang kasar, dua ( 2 ) buah zat padat sukar bereaksi satu sama lain. Reaksi diantara kedua zat ini bisa dipercepat dengan cara menghaluskan dulu butiran-butiran zat-zat tersebut. Semakin halus butiran-butirannya, maka akan berlangsung lebih cepat.

2. Pengaruh konsentrasi.

Dari percobaan-percobaan diketahui bahwa untuk reaksi-reaksi yang homogen, kecepatan reaksi bergantung pada konsentrasi pereaksi. Untuk reaksi-reaksi yang heterogen ( lebih dari satu fasa ) kecepatan reaksi bergantung pada luas permukaan sentuhan diantara fasa-fasa tersebut. Makin kecil luas sentuhannya, makin lambat reaksinya.

Secara kuantitatif, pengaruh konsentrasi pada kecepatan reaksi hanya dapat diketahui dari percobaan-percobaan. Cara yang biasa digunakan

adalah membuat serangkaian percobaan dengan seluruh kondisi dijaga konstan, kecuali konsentrasi awal salah satu reaktan. Kemudian pada setiap perubahan konsentrasi, kecepatan reaksi diukur, yaitu dengan mencatat kecepatan berkurangnya reaktan atau kecepatan terbentuknya produk.

### 3. Pengaruh suhu.

Secara umum, kenaikan suhu menyebabkan kecepatan reaksi bertambah. Sebaliknya, penurunan suhu akan memperlambat kecepatan reaksi. Perubahan kecepatan reaksi terhadap suhu dinyatakan oleh perubahan dalam harga tetapan kecepatan reaksi,  $k$ . Untuk reaksi-reaksi dalam larutan, harga  $k$  bertambah dengan naiknya suhu. Efek kuantitatif dari perubahan suhu hanya dapat diketahui dari percobaan.

Secara pendekatan, tiap kenaikan suhu  $10^{\circ}$  menyebabkan kecepatan reaksi bertambah besar dua ( 2 ) atau empat ( 4 ) kali. Hubungan antara tetapan kecepatan reaksi, energi aktivasi dan suhu dinyatakan dalam persamaan Arrhenius sebagai berikut :

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

dimana :  $A$  = Faktor Arrhenius

$E_a$  = Energi aktivasi, yaitu energi minimum yang harus dilampaui agar reaksi dapat terjadi.

$R$  = Tetapan gas.

$T$  = Suhu.



#### 4. Pengaruh katalis.

Dari percobaan-percobaan diketahui bahwa beberapa reaksi dapat dipercepat atau diperlambat dengan adanya zat-zat tertentu yang disebut dengan katalis.

Ada dua ( 2 ) macam katalis, yaitu :

- a. Katalis positif, yang mempercepat reaksi.
- b. Katalis negatif ( inhibitor ), yang memperlambat reaksi.

Umumnya sejumlah kecil zat sudah cukup untuk mempercepat reaksi.

Terdapat sejenis katalis khusus yang disebut *auto katalis*, yaitu zat hasil reaksi yang dapat merupakan katalis bagi reaksi itu sendiri.

Menurut Levenspiel, 1999, untuk pemilihan katalis maka perlu diperhatikan hal-hal berikut :

1. Beberapa jenis katalis dipilih secara coba-coba (*trial and error*) untuk mendapatkan hasil yang memuaskan untuk suatu reaksi.
2. Beberapa katalis akan kehilangan aktivitasnya oleh adanya perubahan panas yang sangat tinggi.
3. Adanya katalis akan merubah struktur molekul dari beberapa reaktannya dan akan membentuk produk antara, *intermediate*, yang menutupi permukaan katalis.
4. Menurut teori keadaan transisi, katalis dapat mereduksi energi potensial pembentukan produk dari suatu reaktan (lihat gambar 2.5 dibawah).

5. Walaupun katalis dapat mempercepat reaksi, tetapi katalis tidak pernah menentukan kesetimbangan atau akhir dari suatu reaksi. Dengan kata lain, ada atau tidaknya katalis tidak merubah konstante kesetimbangan.
6. Aktivitas katalis ditentukan oleh besarnya luas permukaan yang dicapai per  $\text{cm}^3$  katalis.

#### 5. Pengaruh pH.

Beberapa reaksi dipengaruhi oleh pH ( asam atau basa ) dalam melakukan reaksi, sehingga perlu diperhatikan suasana untuk melakukan reaksi tersebut. Sebagai contoh, fenol akan lebih mudah bereaksi dalam suasana asam karena dalam suasana asam membentuk fenoksida. Tetapi pada pH basa justru akan mudah terlarut karena membentuk fenolatnya.

#### 2.6.2 Penentuan besarnya kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi.

Penentuan besarnya kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi dapat dilakukan dalam beberapa cara yaitu :

##### A. Metode Integral.

Pada metode ini dengan cara hasil integrasi orde reaksi dan data yang diperoleh dilakukan trial and error mulai orde nol sampai orde ke n yang sesuai. Cara ini memerlukan waktu yang lama karena semua orde dicoba dan baru dipilih yang sesuai.

## B. Metoda Diferensial.

Pada metode ini dapat dilakukan untuk mengarahkan pada orde reaksi yang sesuai secara langsung.

Prosedur pelaksanaannya adalah sebagai berikut :

1. Plot kurve konsentrasi (C) vs waktu (t) kemudian digambarkan kurve nya (smooth curve).
2. Hitung slope pada kurve terhadap garis singgung yang dipilih pada konsentrasi yang dikehendaki. Slope yang didapat adalah  $dC/dt = r$ .
3. Plot  $dC/dt (-r)$  vs C (dalam skala log) , berupa garis lurus. Akan didapatkan slopenya adalah orde reaksi sedangkan intersepnya adalah merupakan konstante kecepatan reaksinya.

### 2.7 Pengukuran intensitas sinar matahari.

Untuk melakukan reaksi fotokimia (oksidasi fotokatalitik) maka penentuan intensitas sinar yang jatuh pada larutan sangat diperlukan, karena dengan demikian dapat diketahui apakah sinar yang digunakan tersebut dapat mengatasi energi celah dari katalis semikonduktor yang digunakan sehingga reaksi fotokimia dapat berlangsung.

Metode yang dipilih untuk digunakan dalam penentuan intensitas sinar matahari monokromatik maupun polikromatik yang digunakan dalam reaksi oksidasi pada penelitian ini adalah metode aktinometri.

Prinsip pengukuran sinar matahari dengan metode aktinometri ini adalah pengukuran jumlah foton yang jatuh pada suatu larutan yang telah

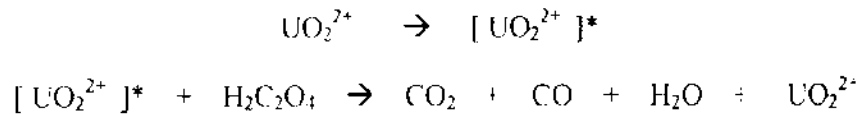
diketahui rendemen kuantiknya. Harga rendemen kuantik ini menunjukkan jumlah molekul reaktan yang bereaksi akibat adanya satu kuantum cahaya yang diserap oleh larutan tersebut.

Pengukuran intensitas matahari ini dimaksudkan untuk mengetahui jumlah foton yang masuk ke dalam larutan pada sistem reaktor fotokatalitik, dimana dari jumlah foton yang masuk dihubungkan dengan besarnya energi celah antara pita konduksi dan pita valensi dari katalis yang digunakan yaitu titanium dioksida. Energi yang dihasilkan akibat adanya pancaran foton harus sama atau melebihi besarnya energi celah tersebut untuk terjadinya suatu reaksi fotokatalitik.

Metode aktinometri dengan menggunakan larutan uranyl oksalat dipilih dalam penelitian ini disebabkan :

1. Panjang gelombang sinar yang digunakan sesuai dengan panjang gelombang dalam proses oksidasi fotokatalitik yang dilakukan dalam penelitian ini, yaitu pada panjang gelombang 250 – 435 nm.
2. Pelaksanaannya mudah dan sederhana.
3. Rendemen kuantiknya telah diketahui besarnya yaitu sebesar 0,53 sehingga memudahkan dalam perhitungannya.

Adanya foton yang mengenai larutan yang mengandung ion uranyl ini akan menyebabkan ion uranyl menjadi teraktifkan. Asam oksalat yang juga terdapat dalam larutan menjadi terdekomposisi. Reaksi yang terjadi dapat dituliskan sebagai berikut :



Konsentrasi asam oksalat yang tersisa setelah reaksi berlangsung dalam waktu tertentu dapat diketahui dengan metode titrimetri yaitu dengan menitrasi asam oksalat tersebut menggunakan larutan kalium permanganat pada suasana asam (penambahan satu tetes asam sulfat pekat) dalam keadaan panas.

Dalam metode aktinometri ini, mula-mula ditentukan laju reaksi disosiasi dari asam oksalat yang dinyatakan dalam mol/liter.detik. Plot antara waktu reaksi terhadap konsentrasi asam oksalat akan menghasilkan persamaan laju reaksi dekomposisi dari asam oksalat (merupakan reaksi orde nol).

Intensitas sinar yang jatuh dalam larutan kemudian dihitung dengan menggunakan persamaan matematis sebagai berikut :

$$I_{abs} = \frac{r_v \cdot V}{\eta} \text{ Einstein / detik}$$

dimana :  $r_v$  = Kecepatan reaksi dekomposisi asam oksalat

$V$  = Volume total larutan dalam reaktor

$\eta$  = Rendemen kuantik (  $\eta = 0.53$  )

$I_{abs}$  dinyatakan dalam Einstein/detik yang menyatakan jumlah mol foton yang dipancarkan per detik atau  $6.02 \times 10^{23}$  foton/detik atau  $2,1672^{27}$  foton/jam dimana  $4,8 \times 10^{22}$  foton/jam = 1 eV.



# **BAB III**

## **KERANGKA KONSEPTUAL DAN HIPOTESIS PENELITIAN**

## **B A B – III**

### **KERANGKA KONSEPTUAL DAN HIPOTESIS**

### **PENELITIAN**

#### 3.1 Konseptual penelitian.

Menurut Octave Levenspiel, 1999, kecepatan reaksi (yang berbanding linier terhadap konstante kecepatan reaksi untuk reaksi elementer) dari berbagai senyawa dipengaruhi oleh konsentrasi awal, kecuali untuk reaksi orde nol, konsentrasi tidak mempengaruhi besarnya kecepatan reaksi. Jika konsentrasi awal dari fenol makin tinggi, maka kecepatan reaksinya makin besar.

Menurut Loudon, 1984, kecepatan reaksi fenol dipengaruhi oleh pH. Jika pH larutan bersifat basa, maka fenol akan diubah menjadi fenoksida yang larut dalam air sehingga sulit untuk bereaksi. Jika pH larutan bersifat asam, maka fenoksida akan diubah menjadi fenolnya kembali yang larut dalam air, sehingga reaksi berjalan lebih cepat.

Mekanisme reaksi dari peruraian fenol dipengaruhi oleh pH larutan. Hasil akhir yang diperoleh berbeda jika dilakukan dalam suasana asam ( pH < 7 ) dan jika dilakukan dalam suasana basa ( pH > 7 ).

Kecepatan reaksi dari beberapa senyawa sangat bergantung pada konsentrasi awal dan pH yang digunakan, demikian pula tentunya terhadap senyawa 4-klorofenol dipengaruhi oleh konsentrasi awal dan pH. Jika

konsentrasi awal dari fenol makin tinggi, maka kecepatan reaksinya makin besar.

Mekanisme reaksi dari peruraian senyawa 4-klorofenol dipengaruhi oleh pH larutan. Terdapat perbedaan hasil peruraian yang menyolok jika reaksi dilakukan pada  $\text{pH} < 7$  dibandingkan dengan  $\text{pH} > 7$ .

Oksidasi dari senyawa fenol dan senyawa fenol yang tersubstitusi menunjukkan bahwa hasil akhir yang diperoleh berbeda.

Penelitian yang akan dilakukan terhadap fenol dan 4 - klorofenol ini dikerjakan dengan menggunakan fenol dan 4 - klorofenol ( p.a ) kemudian dibuat variasi terhadap pH dan konsentrasi awal. Namun demikian, pembuatan variasi konsentrasi awal terhadap fenol dan 4 - klorofenol harus memperhatikan kelarutannya dan terutama pada fenol harus diperhatikan pula kesetimbangannya. Konsentrasi awal yang dipilih didasarkan pula pada konsentrasi efluen fenol dan 4 - klorofenol secara umum yang keluar sebagai limbah industri dan didasarkan pula pada kelarutannya dalam pelarut yang dipilih ( air ).

Penelitian sebelumnya yang telah dilakukan misalnya oleh Rosana ( 1994 ) dan Ming-Chun ( 1999 ) digunakan katalis  $\text{TiO}_2$  yang *didopping* dengan ion-ion logam berat. Dengan demikian adanya ion-ion logam berat yang terlarut akan menambah beban limbah di perairan.



### 3.2 Hipotesis penelitian.

Berdasarkan permasalahan dan kajian teori serta konsep yang ada maka dapat dirumuskan hipotesis penelitian sebagai berikut :

1. Kinetika reaksi peruraian senyawa fenol dipengaruhi oleh konsentrasi awal yang digunakan kecuali untuk reaksi orde nol.
2. Keasaman (pH) dapat menyebabkan perubahan kinetika reaksi peruraian senyawa fenol.
3. Kinetika reaksi peruraian senyawa 4-klorofenol dipengaruhi oleh konsentrasi awal yang digunakan kecuali untuk reaksi orde nol.
4. Keasaman (pH) dapat menyebabkan perbedaan kinetika reaksi peruraian senyawa 4-klorofenol.
5. Ada perbedaan kecepatan, konstante dan orde reaksi peruraian senyawa fenol dan 4-klorofenol.



# **BAB IV**

# **METODE PENELITIAN**

## **B A B – IV**

### **METODE PENELITIAN**

#### 4.1. Variabel penelitian.

Untuk melakukan percobaan penelitian tentang penentuan kecepatan, konstante dan orde reaksi oksidasi fotokatalitik terhadap fenol maupun 4-klorofenol dilakukan dengan variable sebagai berikut :

Variabel bebas : keasaman dan konsentrasi awal.

Variabel tergantung : Kinetika reaksi, yang dinyatakan dengan kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi.

Variabel kendali : Intensitas sinar dan katalis.

#### 4.2 Definisi opsional variabel

- (a). Keasaman adalah macam pH yang digunakan yaitu pH 5,00 ; 7,00 dan 9,00.
- (b). Konsentrasi awal adalah besarnya konsentrasi yang dipilih yaitu 25, 50, 75, 100 dan 125 ppm.
- (c). Kinetika reaksi adalah besarnya kecepatan reaksi (dihitung dari pengurangan konsentrasi terhadap waktu,  $-dC/dt$  ).
- (d). Konstante kecepatan dan orde reaksi ditentukan dan dihitung dengan menggunakan metode differensial.

- (e) Sinar yang digunakan pada penelitian ini adalah sinar matahari dan intensitas sinar yang jatuh pada larutan ditentukan secara aktinometri menggunakan uranyl oksalat.
- (f) Katalis yang digunakan adalah titanium dioksida, TiO<sub>2</sub> type anatase Degussa P-25 dengan konsentrasi 200 mg/liter tetap.

#### 4.3. Bahan penelitian.

Bahan-bahan yang digunakan dalam penelitian ini semuanya adalah bahan-bahan pro-analysis yaitu :

- a) Titanium dioksida, TiO<sub>2</sub> type Degussa P-25
- b) Fenol
- c) 4-klorofenol
- d) Asam klorida
- e) Kalium permanganat.
- f) Natrium hidroksida.

Sedangkan bahan-bahan lain yang digunakan dengan kemurnian tinggi adalah :

- a) Gas oksigen.
- b) Akuabides.
- c) Asetonitril pro HPLC.
- d) Asam asetat pro HPLC.
- e) Metanol pro HPLC.
- f) Filter Whatman 0,2 µm

#### 4.4 Alat penelitian.

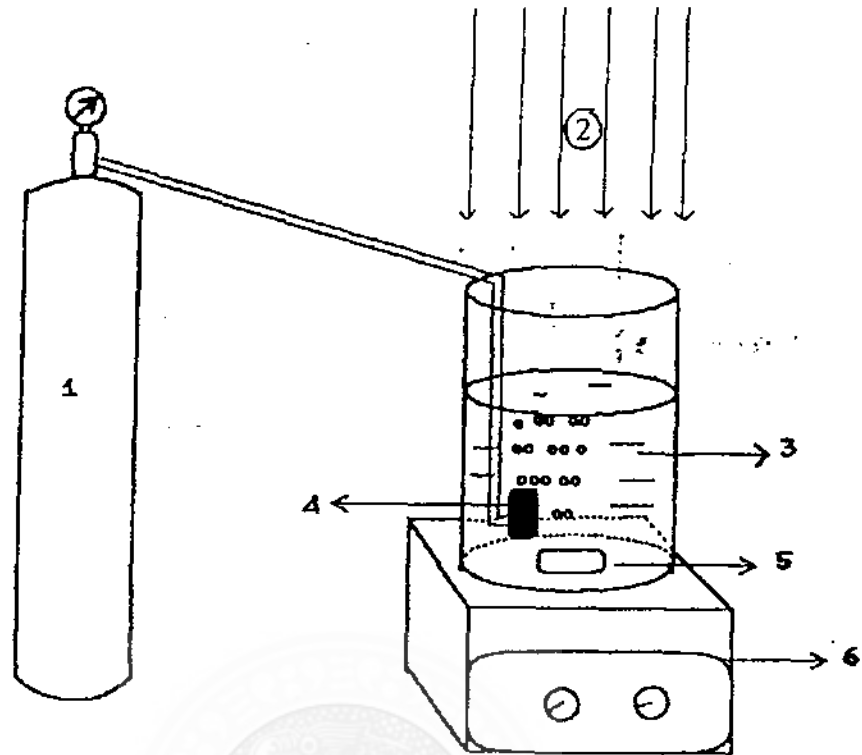
a). Alat-alat laboratorium yang digunakan dalam penelitian ini adalah

sebagai berikut :

- a. Pipet volume.
- b. Neraca digital, merk DHAUS type Analytical plus.
- c. Oksigen meter merk Schott Gerate type CG 867
- d. HPLC merk Hewlett Packard type Agilent 1100 series, HPLC 1100 -G 1311 A.
- e. Tabung gas oksigen dan regulatornya
- f. pH meter merk Methrom – Swiss, type 691.

b). Reaktor fotokimia.

Untuk melakukan penelitian kinetika reaksi digunakan reaktor fotokimia seperti pada gambar 4.1 di bawah ini :



Gambar 4.1 Reaktor fotokimia

Keterangan gambar :

1. Tabung gas oksigen
2. Sinar ( matahari )
3. Larutan fenol atau 4-klorofenol
4. Diffuser gas oksigen.
5. Batang magnet pengaduk.
6. Plat penggerak pengaduk.

#### 4.5 Prosedur penelitian.

##### 4.5.1. *Prosedur percobaan.*

Kedalam reaktor fotokimia yang terlihat pada gambar 4.1 dimasukkan larutan senyawa fenol atau 4-klorofenol dengan konsentrasi awal dari masing-masing yang sesuai dengan variasi yang dipilih sebanyak 2 liter. Katalis  $\text{TiO}_2$  dengan konsentrasi 200 mg/l ditambahkan kepada larutan dan dilakukan pengadukan terus menerus agar terjadi homogenitas larutan

Gas oksigen dialirkan terus menerus ke dalam reaktor dan larutan dibuat jenuh oleh oksigen sampai konsentrasi sekitar 36 ppm dimana konsentrasi oksigen terlarut dalam larutan diukur dengan oksigenmeter.

Jika dilakukan variasi terhadap pH larutan, maka ditetapkan pH yang dipilih dan dilakukan pengukuran terhadap pH dengan menggunakan pH meter. Untuk menjaga pH larutan tetap stabil dilakukan penambahan larutan buffer.

##### 4.5.2. *Prosedur pengukuran konsentrasi fenol atau 4-klorofenol..*

Dalam analisis pengukuran konsentrasi fenol atau 4-klorofenol awal atau yang tersisa setelah reaksi dilakukan, digunakan metode HPLC (High Performance Liquid Chromatography).

Adapun peralatan HPLC dan kondisi yang dipilih adalah :

(a) Type : HP Agilent 1100 series

HPLC 1100 – G 1311 A

(b) Detektor : Diode Array Detector (DAD).

- (c) Temperatur kolom : 30<sup>0</sup> C
- (d) Kecepatan alir fasa gerak : 1,000 ml/menit
- (e) Kolom : Hygarsil OPS 25 cm ( RP-18 )
- (f) Panjang gelombang detektor yang dipilih ( $\lambda$ ) : 270 nm. (Lampiran 9).
- (g) Band width : 8 nm.
- (h) Fase gerak : Air : Metanol : Acetonitril = 60 : 30 : 10.

Konsentrasi fenol atau 4-klorofenol untuk setiap jam waktu reaksi yang dilakukan, diukur dengan menggunakan HPLC pada kondisi diatas. Penentuan besarnya konsentrasi ini pertama-tama dilakukan dengan pembuatan kurva larutan standar pada berbagai konsentrasi fenol atau 4-klorofenol yang dipilih (lihat pada lampiran-1 dan lampiran-2, dimana waktu retensi untuk fenol adalah 4,090 menit sedangkan waktu retensi untuk 4-klorofenol adalah 9,538 menit). Konsentrasi dari larutan yang ingin diketahui ditentukan dengan menggunakan metode perbandingan luas area puncak kromatogram yang terjadi dengan luas area puncak kromatogram standar yang diberikan dalam grafik linieritas yang dibuat.

#### 4.5.2. Penentuan besarnya intensitas sinar matahari.

Untuk menentukan besarnya intensitas sinar matahari yang digunakan dalam penelitian ini digunakan metode aktinometri menggunakan larutan uranyl oksalat dengan prosedur sebagai berikut :

Disiapkan larutan asam oksalat 0,1 M sebanyak 1 liter, kemudian kedalam larutan tersebut ditambahkan uranyl nitrat sebanyak 0,02 mol.



Larutan asam oksalat dan uranyl nitrat yang telah disiapkan tersebut kemudian disinari dengan sinar matahari. Setiap jam diambil sampel sebanyak 5 ml kemudian dilakukan titrasi dengan larutan kalium permanganat 0.05 N dalam suasana asam ( penambahan beberapa tetes  $\text{H}_2\text{SO}_4$  pekat, dalam keadaan panas ). Kemudian di plot konsentrasi terhadap waktu untuk menentukan kecepatan dekomposisi,  $r_v$  (pengurangan konsentrasi terhadap waktu) dari asam oksalat.

Harga intensitas sinar matahari yang jatuh dalam larutan dihitung dengan menggunakan persamaan matematis pada bab 2.7.

#### 4.6 Perhitungan kinetika reaksi.

##### 4.6.1. Penentuan besarnya kecepatan reaksi senyawa fenol atau 4-klorofenol.

Untuk mengetahui besarnya kecepatan reaksi dari senyawa fenol dan 4-klorofenol, maka dibuat plot antara konsentrasi sebagai fungsi waktu. Dengan demikian, maka kecepatan reaksi yang merupakan pengurangan konsentrasi setiap waktu tertentu dapat ditentukan dengan cara sebagai berikut :

Dibuat plot antara konsentrasi terhadap waktu dari hasil percobaan sehingga dapat digambarkan kurva konsentrasi ( C ) terhadap waktu ( t ) untuk masing-masing konsentrasi awal yang dipilih.

Dari kurva ini kemudian dibuatkan garis singgungnya pada kurva untuk menghitung kecepatannya (  $-dC/dt$  ) pada masing-masing titik yang dipilih, kemudian datanya dibuat pada tabel untuk masing-masing konsentrasi yang dipilih pada pembuatan garis singgungnya.

Dari data pada tabel ini kemudian dibuatkan kurva log konsentrasi ( $\log C$ ) terhadap  $\log - dC/dt$  untuk menentukan kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksinya.

Pada kurva antara data kecepatan ( $- dC/dt$ ) dari masing-masing titik konsentrasi yang dipilih terlawan konsentrasi (dalam skala logaritma), akan didapatkan slopenya yang merupakan orde reaksi sedangkan intersepnya adalah konstante kecepatan reaksinya. Dari data ini dapat dibuatkan model kecepatan reaksinya.

#### 4.6.2. Penentuan orde reaksi.

Untuk menentukan orde reaksi, maka dilakukan metode differensial.

Persamaan kecepatan reaksinya adalah sebagai berikut :

$$- dC_A/dt = k \cdot C^n$$

$$\log - dC_A/dt = \log k + n \cdot \log C$$

Dari grafik hubungan antara  $\log - dC_A/dt$  terlawan  $\log C$ , akan didapatkan harga slopenya =  $n$ , yang merupakan besarnya orde reaksi.

#### 4.6.3 Penentuan besarnya konstante kecepatan reaksi.

Dari grafik hubungan antara  $\log - dC/dt$  vs  $\log C$ , akan didapatkan harga intersep ( $k$ ), yang merupakan besarnya konstante kecepatan reaksi.

#### 4.7 Pembuktian hipotesis.

Untuk membuktikan hipotesis nomor 1 sampai dengan hipotesis nomor 4, digunakan metode analisis korelasi dan uji t, sedangkan untuk membuktikan hipotesis nomor 5 digunakan metode pengujian hipotesis menggunakan uji t sepasang.





# **BAB V**

# **ANALISIS HASIL PENELITIAN**

## B A B – V

### ANALISIS HASIL PENELITIAN

#### 5.1. Intensitas sinar matahari.

Dari berbagai percobaan metode aktinometri dengan uranyl oksalat yang telah dilakukan (lihat pada lampiran - 5 : Data aktinometri ) dapat diketahui besarnya kecepatan dekomposisi dari asam oksalat,  $- dC/dt$  ( $= r_v$ ), dari berbagai konsentrasi awal ( $C_{A0}$ ) yang dilakukan (merupakan slope / kemiringan dari grafik / kurva hubungan antara konsentrasi terlawan waktu) dan besarnya konstante kecepatan dekomposisi,  $k$  (merupakan intersep dari grafik) kemudian dibuatkan tabel hasil penelitian yang diperoleh sebagai berikut :

Tabel 5.1 Data Aktinometri

Kons.awal, $C_{A0}$ Mol/liter	$- dC/dt$ ( $r_v$ ) Mol/liter.men.	Konstante, $k$ $Men^{-1}$
0,0976	$4 \times 10^{-4}$	0,0946
0,0967	$4 \times 10^{-4}$	0,0942
0,0977	$4 \times 10^{-4}$	0,0954
0,0994	$4 \times 10^{-4}$	0,0938
0,1002	$4 \times 10^{-4}$	0,0976
	Rata-rata = $4 \times 10^{-4}$	Rata-rata = 0,09512

Dari penelitian yang telah dilakukan didapatkan harga kecepatan reaksi dekomposisi dari uranyl oksalat seperti tampak pada tabel 5.1 diatas adalah :

$$r_v (-dC/dt) = 4 \times 10^{-4} \text{ mol/l.men.} = 6,67 \times 10^{-6} \text{ mol/l.det.}$$

(Harga  $r_v$  diperoleh dari slope/kemiringan kurva konsentrasi terlawan waktu pada grafik perhitungan intensitas sinar matahari pada lampiran-5).

$$V (\text{volume}) = 2 \text{ liter.}$$

$$T (\text{waktu}) = 4 \text{ jam} = 4 \times 3600 \text{ detik} = 14.400 \text{ detik.}$$

$$\begin{aligned} I_{ads} &= \frac{r_v \cdot V}{\eta} \text{ Einstein / detik} \\ &= \frac{6,67 \times 10^{-6} \frac{\text{mol}}{\text{liter.detik}} \times 2 \text{ liter}}{0,53 \frac{\text{mol}}{\text{Einstein}}} \\ &= 2,517 \times 10^{-5} \text{ Einstein/detik} \end{aligned}$$

Jadi intensitas sinar yang masuk dalam larutan yang digunakan dalam penelitian ini adalah sebesar  $= 2,517 \times 10^{-5}$  Einstein/detik. yang berarti bahwa dalam waktu satu detik akan dipancarkan foton sebesar  $2,517 \times 10^{-5}$  mol foton atau sebesar  $= 2,517 \times 10^{-5} \text{ mol foton} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 1,515 \times 10^{19}$  foton.

Untuk waktu 4 jam, maka intensitas sinar yang masuk  $= 1,515 \times 10^{19}$  foton  $\times 14.400 = 2,182 \times 10^{23}$  foton. Harga intensitas sinar ini sebanding dengan energi sebesar 4,456 eV.

## 5.2. Pengukuran konsentrasi fenol

### 5.2.1 Pengaruh konsentrasi awal terhadap kinetika reaksi peruraian fenol.

Hasil pengukuran konsentrasi fenol pada berbagai waktu penyinaran dan konsentrasi awal ditunjukkan pada tabel 5.2 berikut ini.

Tabel 5.2 : Konsentrasi fenol yang tersisa (ppm) terhadap waktu pada berbagai konsentrasi awal.

Waktu (men)	Konsentrasi awal (ppm)				
	25	50	75	100	125
0	-	50,000	75,000	100,000	125,000
60	-	29,695	65,659	66,777	69,964
120	-	12,207	54,889	36,827	50,522
180	-	5,689	45,644	18,930	24,349
240	-	1,394	36,466	6,988	14,341

Keterangan : - = tidak menunjukkan adanya peak (puncak) kromatogram pada HPLC.

Dari tabel 5.2 tersebut diatas dapat diuraikan sebagai berikut :

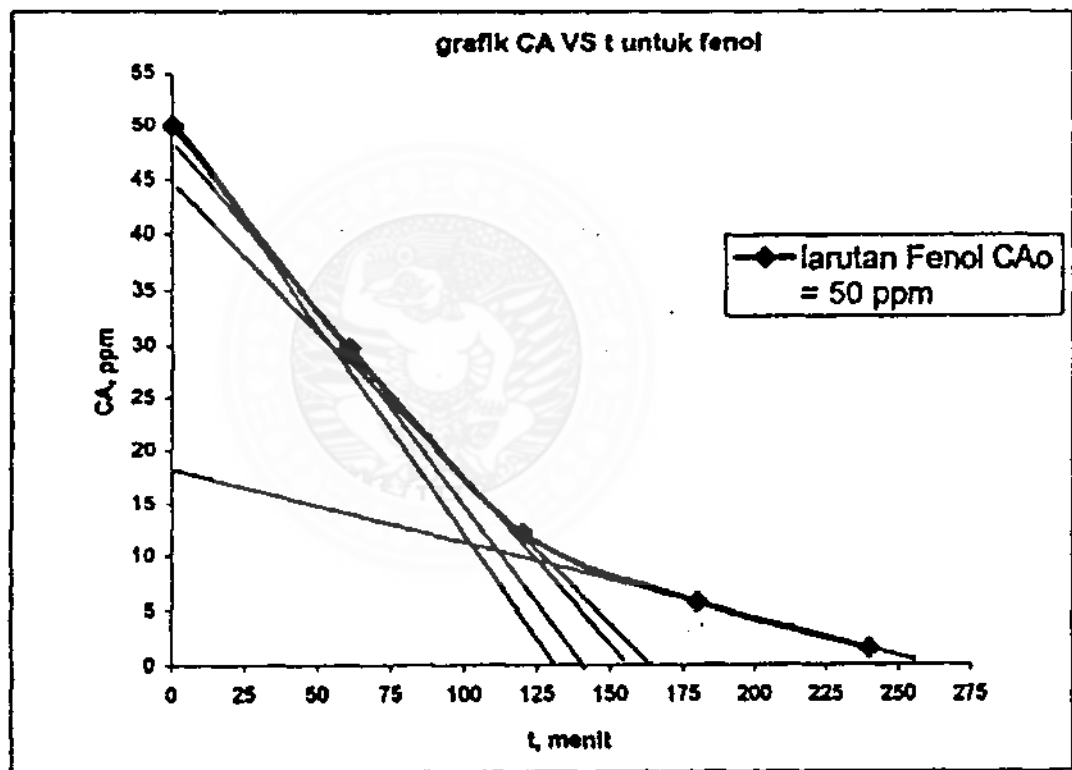
#### a). Konsentrasi awal = 25 ppm

Pada konsentrasi awal = 25 ppm ini tidak dapat digambarkan kurva konsentrasi terlawan waktu, karena pada waktu 60, 120, 180 dan 240 menit tidak menunjukkan adanya puncak kromatogram sehingga luas area untuk menentukan konsentrasi dengan menggunakan kurva linieritas tidak dapat

dilakukan. Dengan demikian kurva penentuan kecepatan, konstante dan orde reaksi tidak dapat digambarkan.

b). Konsentrasi awal = 50 ppm.

Dari data pada tabel 5.2 untuk konsentrasi awal 50 ppm digambarkan kurva konsentrasi terlawan waktu seperti terlihat pada gambar 5.1 dibawah ini



Gambar 5.1 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk fenol dengan konsentrasi awal = 50 ppm

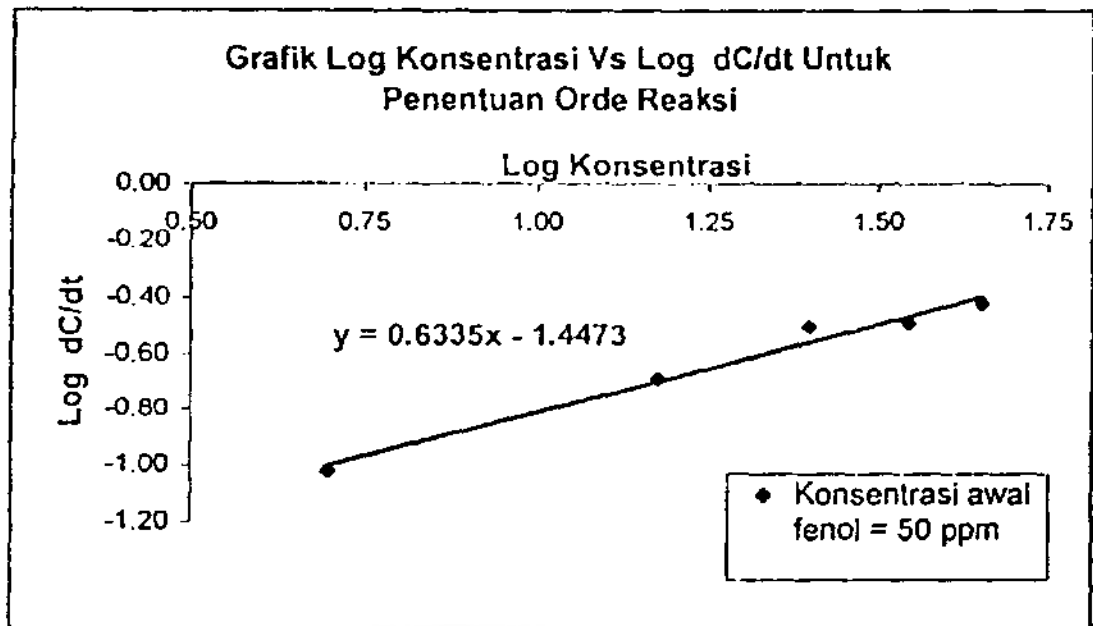


Dari gambar 5.1 digambarkan garis singgung pada kurva dengan mengambil titik pada konsentrasi yang dipilih kemudian dihitung harga kecepatan reaksinya ( $-dC/dt$ ) pada konsentrasi tersebut dan dibuatkan dalam tabel 5.3 dibawah ini.

Tabel 5.3 : Data log konsentrasi ( $\log C$ ) dan  $\log -dC/dt$

C	- dC/dt	Log C	Log -dC/dt
45	0,3745	1,6532	- 0,4265
35	0,3223	1,5441	- 0,4917
25	0,3116	1,3979	- 0,5064
15	0,2040	1,1761	- 0,6904
5	0,0949	0,6990	- 1,0227

Dari tabel 5.3 kemudian dibuatkan plot antara  $\log -dC/dt$  terhadap  $\log C$  untuk menentukan besarnya kecepatan, orde dan konstante kecepatan reaksinya seperti terlihat pada gambar 5.2 berikut ini :

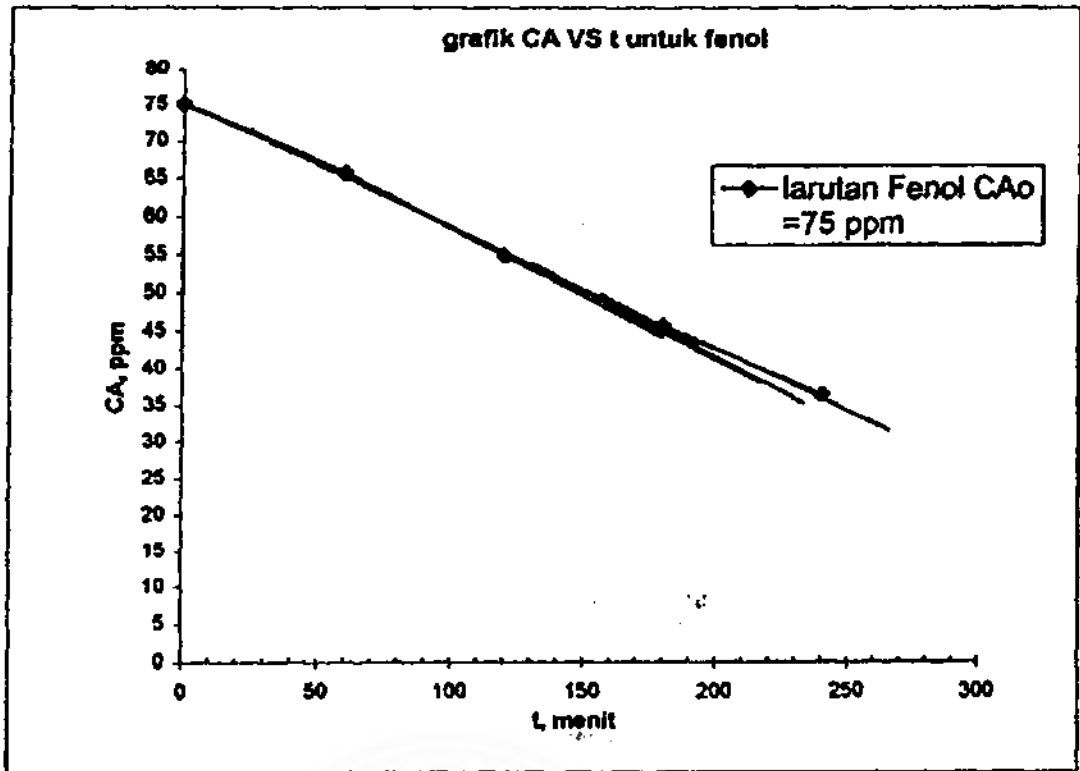


Gambar 5.2 Grafik log konsentrasi (Log C) terlawan log  $-dC/dt$  untuk fenol dengan konsentrasi awal 50 ppm

Berdasarkan grafik pada gambar 5.2 tersebut diatas dapat ditentukan bahwa log konstante kecepatan reaksi (merupakan intersep garis) adalah  $-1.4473$  ; yang berarti bahwa harga k adalah  $0.036 \text{ mol.liter}^{-1}.\text{menit}^{-1}$  dan orde reaksi (slope garis) adalah  $0.6350 \approx 0$

c) Konsentrasi awal 75 ppm.

Dari data pada tabel 5.2 untuk konsentrasi awal 75 ppm digambarkan kurva konsentrasi terlawan waktu seperti terlihat pada gambar 5.3 dibawah ini



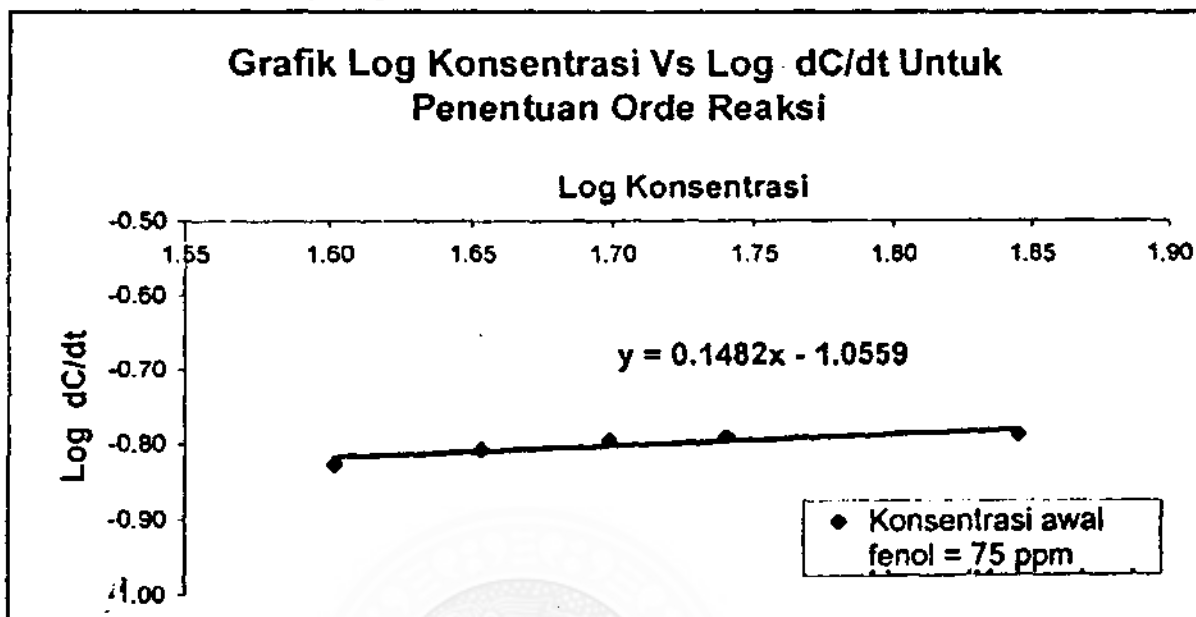
Gambar 5.3 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk fenol dengan konsentrasi awal = 75 ppm

Dari garis singgung pada gambar 5.3 diatas untuk konsentrasi yang dipilih akan didapatkan data yang tersaji pada tabel 5.4 berikut ini :

Tabel 5.4 : Data log konsentrasi ( $\log C$ ) dan  $\log -dC/dt$

C	$-dC/dt$	Log C	Log $-dC/dt$
70	0,1623	1,8451	-0,7897
55	0,1615	1,7404	-0,7918
50	0,1599	1,6990	-0,7962
45	0,1555	1,6532	-0,8083
40	0,1486	1,6021	-0,8280

Untuk menentukan besarnya kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi, data pada tabel 5.4 dibuatkan kurva  $\log - dC/dt$  terhadap  $\log C$  seperti terlihat pada gambar 5.4 berikut ini :

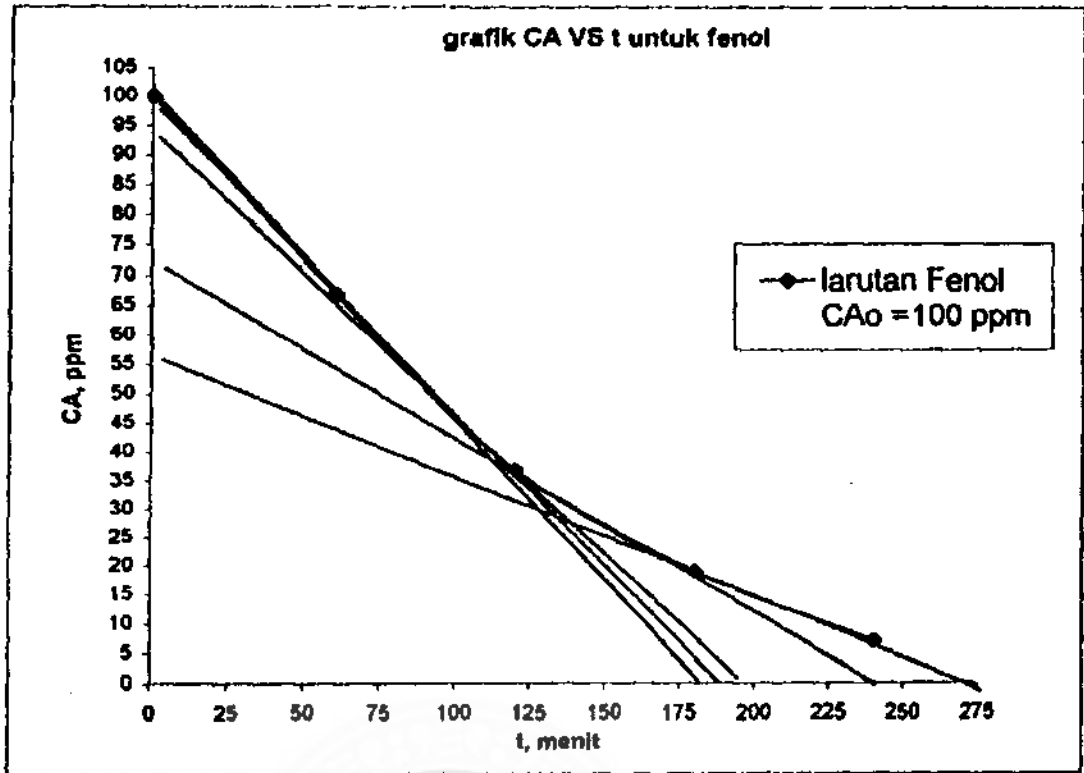


Gambar 5.4 Grafik log konsentrasi ( $\log C$ ) terhadap  $\log - dC/dt$  untuk fenol dengan konsentrasi awal 75 ppm

Dari grafik pada gambar 5.4 diatas ditemukan bahwa harga  $\log$  konstante kecepatan reaksi ( $\log k$ , merupakan intersep garis) adalah sebesar  $- 1.0559$  yang berarti bahwa harga  $k = 0,0879 \text{ mol.liter}^{-1}.\text{menit}^{-1}$  sedangkan orde reaksi ( $n$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $0,1482 \approx 0$ .

d). Konsentrasi awal = 100 ppm.

Dengan menggunakan data pada tabel 5.2 digambarkan kurva konsentrasi terhadap waktu untuk fenol dengan konsentrasi awal sebesar 100 ppm, akan didapatkan kurva seperti terlihat pada gambar 5.5 dibawah ini :



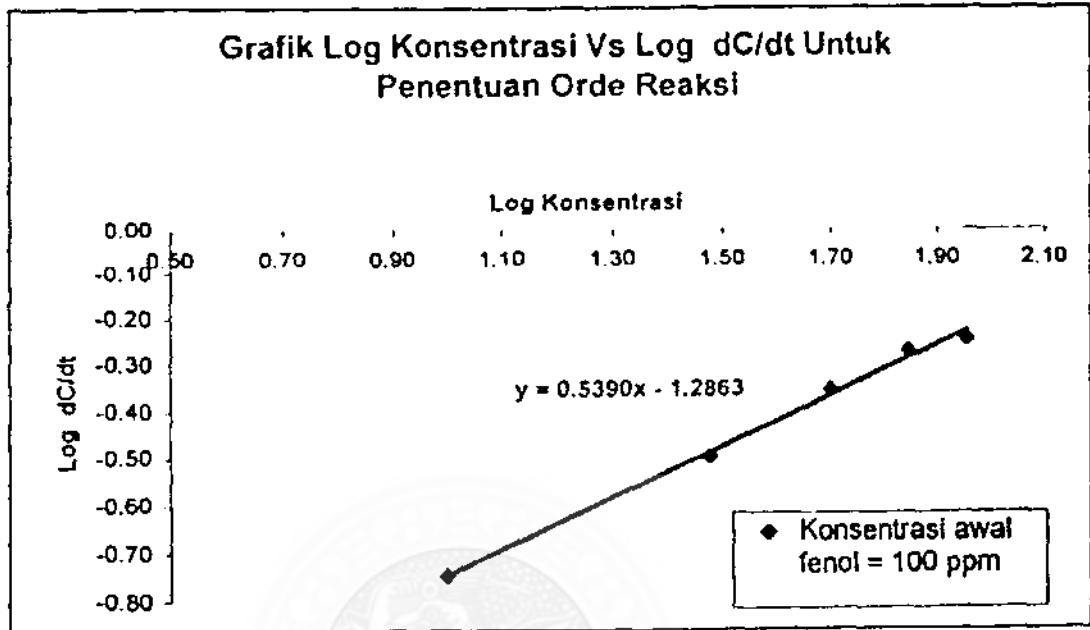
Gambar 5.5 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk fenol dengan konsentrasi awal = 100 ppm

Dari garis singgung pada gambar 5.5 diatas untuk konsentrasi yang dipilih akan didapatkan data yang tersaji pada tabel 5.5 berikut ini :

Tabel 5.5 : Data log konsentrasi (log C) dan log - dC/dt

C	- dC/dt	Log C	Log -dC/dt
90	0,5606	1,9542	- 0,2513
70	0,5290	1,8451	- 0,2765
50	0,4392	1,6990	- 0,3573
30	0,3167	1,4771	- 0,4994
10	0,1787	1,0000	- 0,7479

Untuk menentukan besarnya kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi, data pada tabel 5.5 dibuatkan kurva  $\log - dC/dt$  terlawan  $\log C$  seperti terlihat pada gambar 5.6 berikut ini :

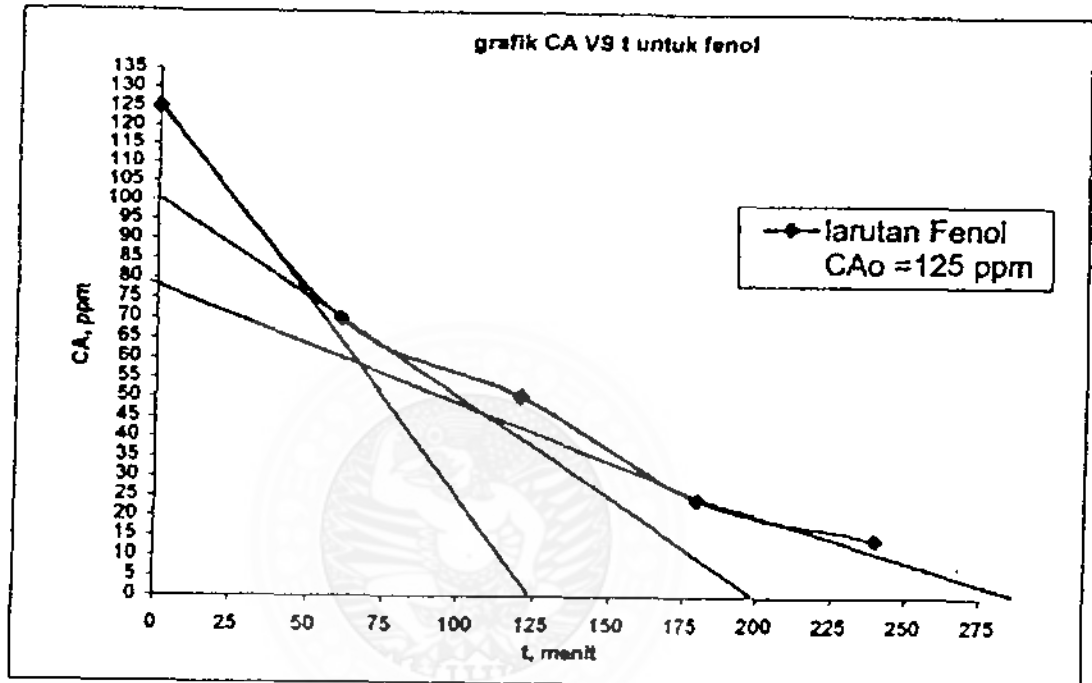


Gambar 5.6 Grafik log konsentrasi ( $\log C$ ) terlawan  $\log - dC/dt$  untuk fenol dengan konsentrasi awal 100 ppm

Dari grafik pada gambar 5.6 diatas dapat diketahui bahwa harga log konstante kecepatan reaksi ( $\log k$ , merupakan intersep garis) adalah sebesar  $-1,2863$  yang berarti harga  $k$  adalah sebesar  $0,0517 \text{ mol.liter}^{-1}.\text{menit}^{-1}$ . Sedangkan besarnya orde reaksi ( $n$ , merupakan slope garis) adalah  $0,5390 \cong 0$ .

b). Konsentrasi awal = 125 ppm.

Dari data pada tabel 5.2 digambarkan kurva konsentrasi terlawan waktu untuk fenol dengan konsentrasi awal sebesar 125 ppm, akan didapatkan kurva seperti terlihat pada gambar 5.7 dibawah ini :



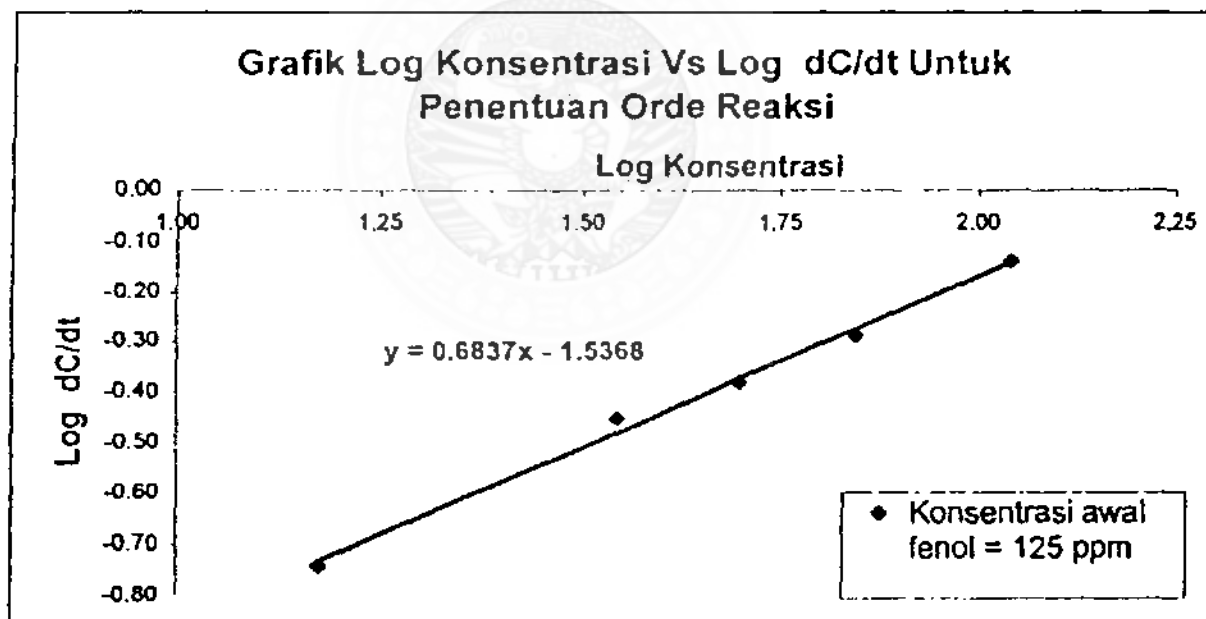
Gambar 5.7 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk fenol dengan konsentrasi awal = 125 ppm

Dari gambar 5.7 diatas, pada masing-masing titik konsentrasi yang dipilih dapat dibuatkan garis singgung pada kurva kemudian dihitung besarnya  $-dC/dt$  dan disajikan dalam tabel 5.6 berikut ini :

Tabel 5.6 : Data log konsentrasi (log C) dan log - dC/dt

C	- dC/dt	Log C	Log -dC/dt
110	0,728	2,041	- 0,138
70	0,515	1,845	- 0,288
50	0,414	1,699	- 0,383
35	0,352	1,544	- 0,4535
15	0,181	1,176	- 0,7426

Untuk menentukan besarnya kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi, data pada tabel 5.6 dibuatkan kurva log - dC/dt terlawan log C seperti terlihat pada gambar 5.6 berikut ini :



Gambar 5.8 Grafik log konsentrasi (Log C) terlawan log - dC/dt untuk fenol dengan konsentrasi awal 125 ppm



Dari grafik pada gambar 5.8 diatas dapat diketahui bahwa harga log konstante kecepatan reaksi (  $\log k$ , merupakan intersep garis) adalah sebesar  $- 1,5368$  yang berarti harga  $k$  adalah sebesar  $0,0291 \text{ mol.liter}^{-1}.\text{menit}^{-1}$ . Sedangkan besarnya orde reaksi ( $n$ , merupakan slope garis) adalah  $0,6837 \approx 0$ .

Dari hasil penelitian pada variasi konsentrasi awal fenol dapat dibuat rekapitulasi pada tabel 5.7 sebagai berikut :

Tabel 5.7 : Data orde reaksi  $n$  dan konstante kecepatan reaksi,  $k$  (variasi konsentrasi)

Konsentrasi awal (ppm)	Pers.garis (plot $\log C$ terlawan $\log -dC/dt$ )	Orde reaksi, $n$ ( Slope garis )	Log konstante kec. reaksi, $\log k$ ( Intersep garis )	Konstante kec. reaksi, $k$
50	$y = 0,635 x - 1,4473$	$0,6350 \approx 0$	$- 1,4473$	$0,036$
75	$y = 0,1482 x - 1,0559$	$0,1482 \approx 0$	$- 1,0559$	$0,0879$
100	$y = 0,5390 x - 1,2863$	$0,5390 \approx 0$	$- 1,2863$	$0,0517$
125	$y = 0,6837 x - 1,5368$	$0,6837 \approx 0$	$- 1,5368$	$0,0291$

Berdasarkan data pada tabel 5.7 diatas untuk konsentrasi awal sebesar 50, 75, 100 dan 125 ppm didapatkan bahwa orde reaksi dari peruraian fenol adalah pseudo *orde nol* ( $n_{\text{rata-rata}} = 0,5$ ). Sedangkan besarnya konstante

kecepatan reaksi dari data pada tabel 5.7 diatas adalah :  $\log k_{\text{rata-rata}} = -1,3316$  yang berarti bahwa harga  $k = 0,0466 \text{ mol liter}^{-1} \text{ menit}^{-1}$

### 5.2.2 Pengaruh pH terhadap kinetika reaksi peruraian fenol.

Hasil pengukuran konsentrasi fenol setiap waktu tertentu pada berbagai variasi pH terlihat pada tabel 5.8 berikut ini.

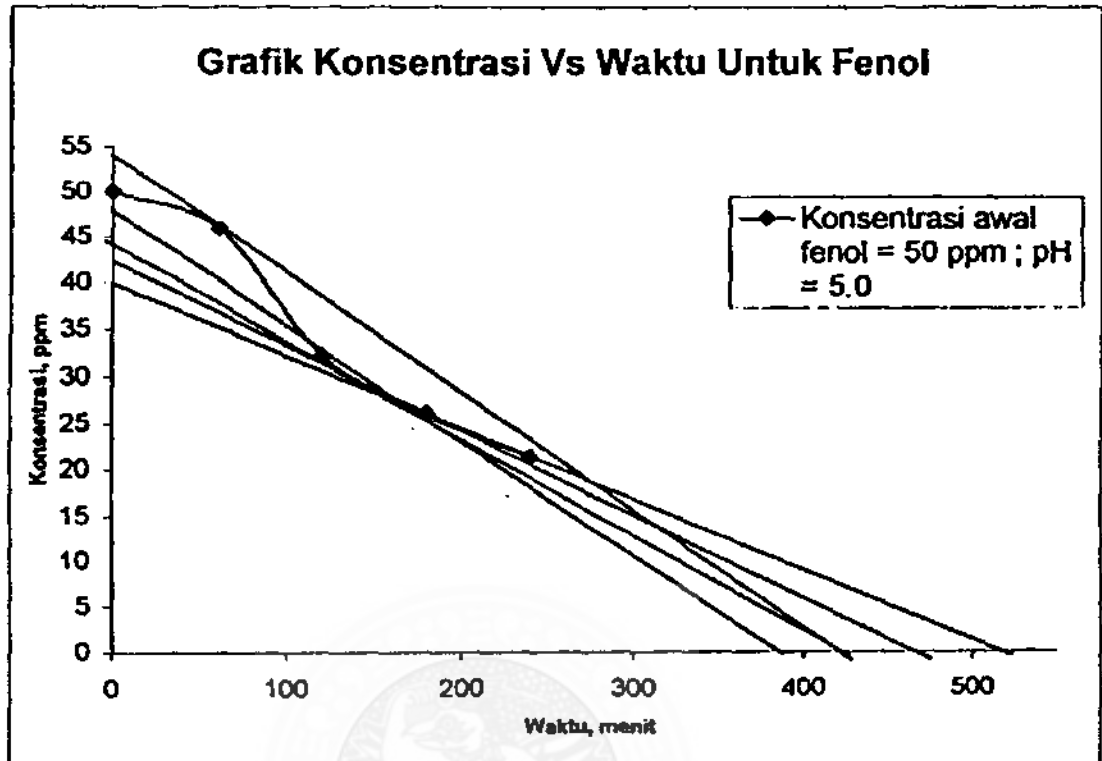
Tabel 5.8 : Konsentrasi fenol yang tersisa (ppm) terhadap waktu pada berbagai pH dengan konsentrasi awal tetap = 50 ppm

Waktu (menit)	pH (Konsentrasi awal = 50 ppm)		
	5,0	7,0	9,0
0	50,000	-	-
60	44,249	-	-
120	38,779	-	-
180	28,286	-	-
240	23,206	-	-

Keterangan: - = tak menunjukkan adanya peak (puncak) kromatogram pada HPLC, sehingga konsentrasi tidak bisa ditentukan.

#### a). pH = 5,0.

Dari data pada tabel 5.8 untuk pH = 5,00 dibuatkan kurva konsentrasi terlawan waktu seperti terlihat pada gambar 5.9 berikut ini :



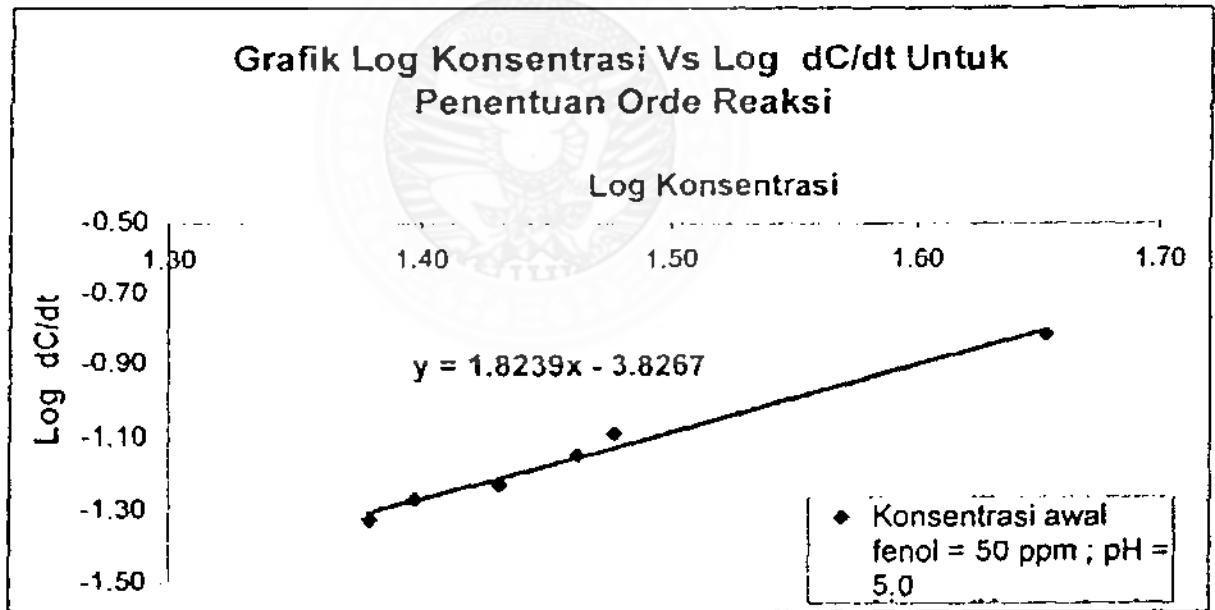
Gambar 5.9 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk fenol dengan konsentrasi awal = 50 ppm ; pH = 5,00

Dengan menggunakan gambar 5.9 diatas dibuatkan garis singgung pada kurva untuk titik konsentrasi yang dipilih, kemudian dihitung harga kecepatan reaksi,  $-dC/dt$  pada konsentrasi tersebut yang tersaji pada tabel 5.9 dibawah ini.

Tabel 5.9 : Data log konsentrasi (log C) dan log - dC/dt

C	- dC/dt	Log C	Log - dC/dt
45	0,150	1,653	- 0,825
30	0,081	1,477	- 1,094
29	0,071	1,462	- 1,149
27	0,058	1,431	- 1,234
25	0,053	1,398	- 1,274
24	0,0468	1,380	- 1,330

Untuk menentukan besarnya kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi, data pada tabel 5.9 dibuatkan kurva log - dC/dt terlawan log C seperti terlihat pada gambar 5.10 berikut ini :



Gambar 5.10 Grafik log konsentrasi (Log C) terlawan log - dC/dt untuk fenol untuk pH = 5,00

Dari grafik pada gambar 5.10 diatas dapat ditentukan bahwa besarnya log konstante kecepatan reaksi (  $\log k$ , merupakan intersep garis) adalah sebesar - 3,8267 maka harga k adalah  $1,490 \times 10^{-4}$  mol<sup>-1</sup>.liter.menit<sup>-1</sup> dan orde reaksi (n, merupakan slope garis) adalah  $1,8239 \cong 2$ .

b) pH 7,0 dan pH 9,0.

Dari tabel 5.8, untuk pH = 7,0 dan 9,0 tidak dapat digambarkan kurvanya karena pengurangan konsentrasi terhadap waktu tidak dapat dihitung sehingga data kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi tidak dapat ditentukan dari grafik.

Dari hasil penelitian pada variasi konsentrasi awal fenol dapat dibuat rekapitulasi pada tabel 5.10 berikut ini :

Tabel 5.10 : Data orde reaksi n dan konstante kecepatan reaksi, k (variasi pH).

pH	Pers.garis (plot log C terlawan log - dC/dt)	Orde reaksi, n ( Slope garis )	Log konstante kec. reaksi, log k ( Intersep garis )	Konstante kec. reaksi, k
5,00	$y = 1,8239 x$ - 3,8267	$1,8239 \cong 2$	- 3,8267	$1,490 \times 10^{-4}$

Dari data penelitian pada variasi pH 5,0 didapatkan bahwa orde reaksi dari peruraian fenol adalah pseudo orde 2 (  $n_{rata-rata} = 1,8239$  ).

Sedangkan besarnya konstante kecepatan reaksinya adalah :  $\log k_{\text{rata-rata}} = -3.8267$  yang berarti harga  $k = 1,49 \times 10^{-1} \text{ mol}^{-1} \text{ liter}^{-1} \text{ men}^{-1}$ .

Sedangkan pada variasi pH 7,0 dan 9,0 tidak dapat terdeteksi. Hal ini karena pada pH 7,0 dan 9,0 penurunan konsentrasi tidak dapat terdeteksi dan dengan demikian maka besarnya orde dan konstante kecepatan reaksinya tidak dapat dihitung. Kemungkinan bahwa pada pH tersebut fenol telah larut (berubah menjadi fenoksidanya).

### 5.3 Pengukuran konsentrasi 4-klorofenol

#### 5.3.1 Pengaruh konsentrasi awal terhadap kinetika reaksi peruraian fenol.

Hasil pengukuran konsentrasi 4-klorofenol pada berbagai waktu penyinaran dan konsentrasi awal ditunjukkan pada tabel 5.11 berikut ini.

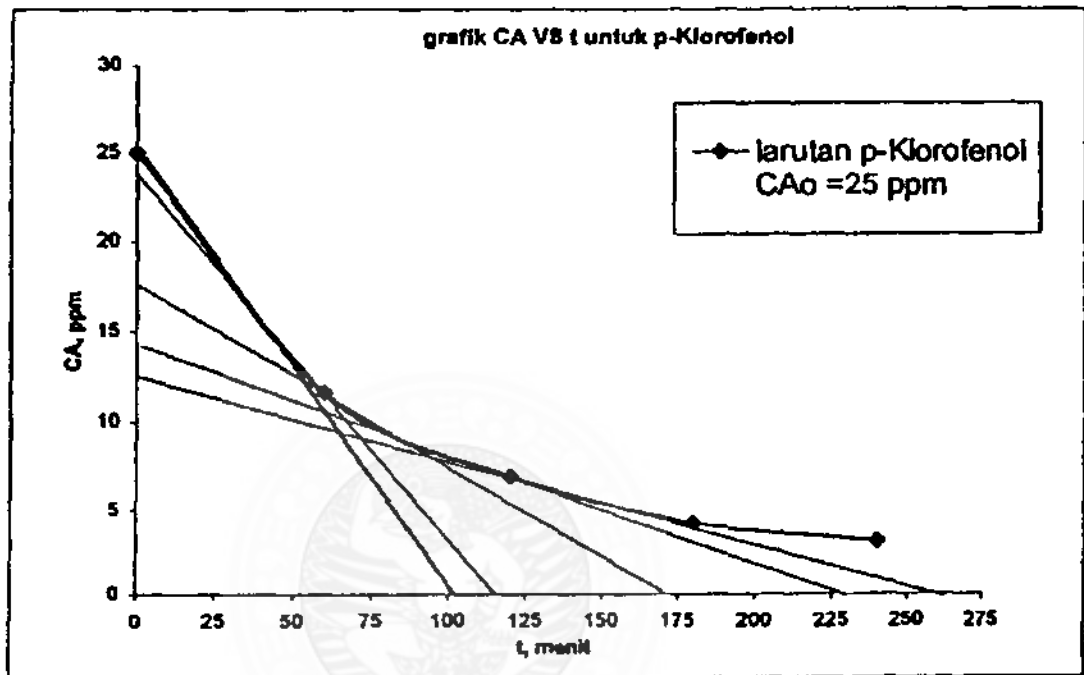
Tabel 5.11 : Konsentrasi 4-klorofenol yang tersisa (ppm) terhadap waktu pada berbagai konsentrasi awal

Waktu (men)	Konsentrasi awal (ppm)				
	25	50	75	100	125
0	25,000	50,000	75,000	100,000	125,000
60	11,543	29,269	52,458	66,843	86,716
120	6,870	18,427	48,752	48,752	80,768
180	4,167	14,877	33,323	30,508	77,286
240	3,122	12,727	30,984	21,245	72,579

Dari tabel 5.11 tersebut diatas dapat diuraikan sebagai berikut :

a). Konsentrasi awal = 25 ppm.

Dari data pada tabel 5.11 diatas untuk konsentrasi awal 25 ppm, plot kurva konsentrasi terlawan waktu yang tersaji pada gambar 5.11 dibawah ini



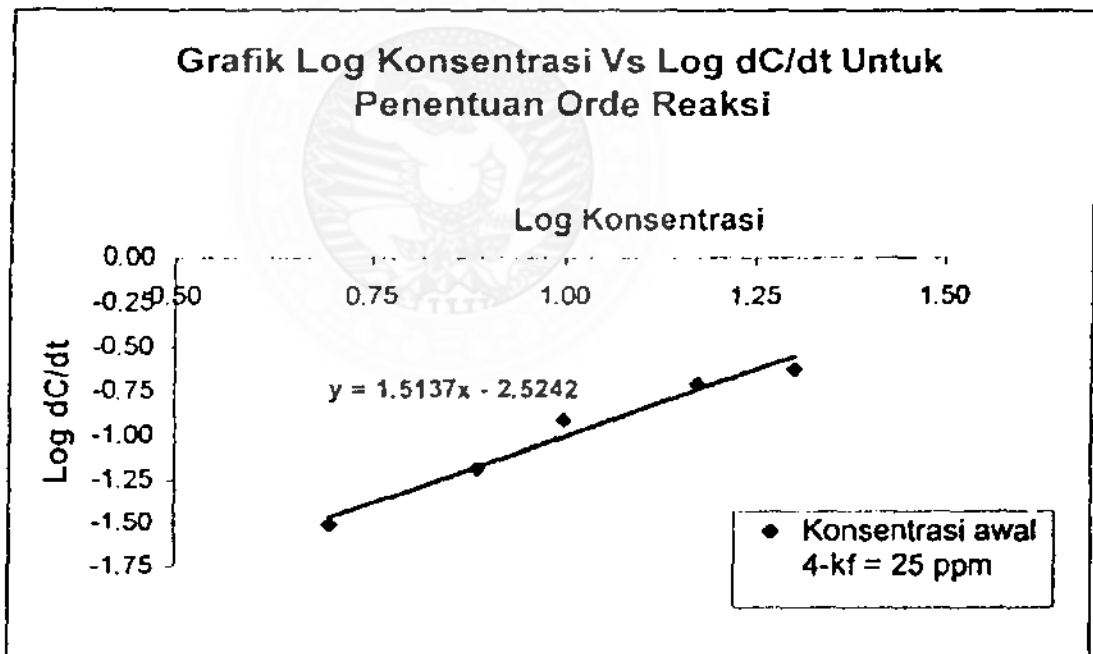
Gambar 5.11 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal = 25 ppm

Dari kurva pada gambar 5.11 diatas, dibuatkan garis singgung melalui titik konsentrasi yang dipilih kemudian dihitung besarnya pengurangan konsentrasi ( $-dC/dt$ ) pada titik konsentrasi yang dipilih tersebut dan diberikan pada tabel 5.12 berikut ini :

Tabel 5.12 : Data log konsentrasi (log C) dan log - dC/dt

C	- dC/dt	Log C	Log -dC/dt
20,00	0,237	1,301	- 0,625
15,00	0,195	1,176	- 0,710
10,00	0,121	1,000	- 0,919
7,75	0,065	0,889	- 1,187
5,00	0,031	0,699	- 1,513

Dari data pada tabel 5.12 diatas, kemudian plot kurva log - dC/dt terlawan log C untuk menentukan besarnya kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksinya yang terlihat pada gambar 5.12 berikut :



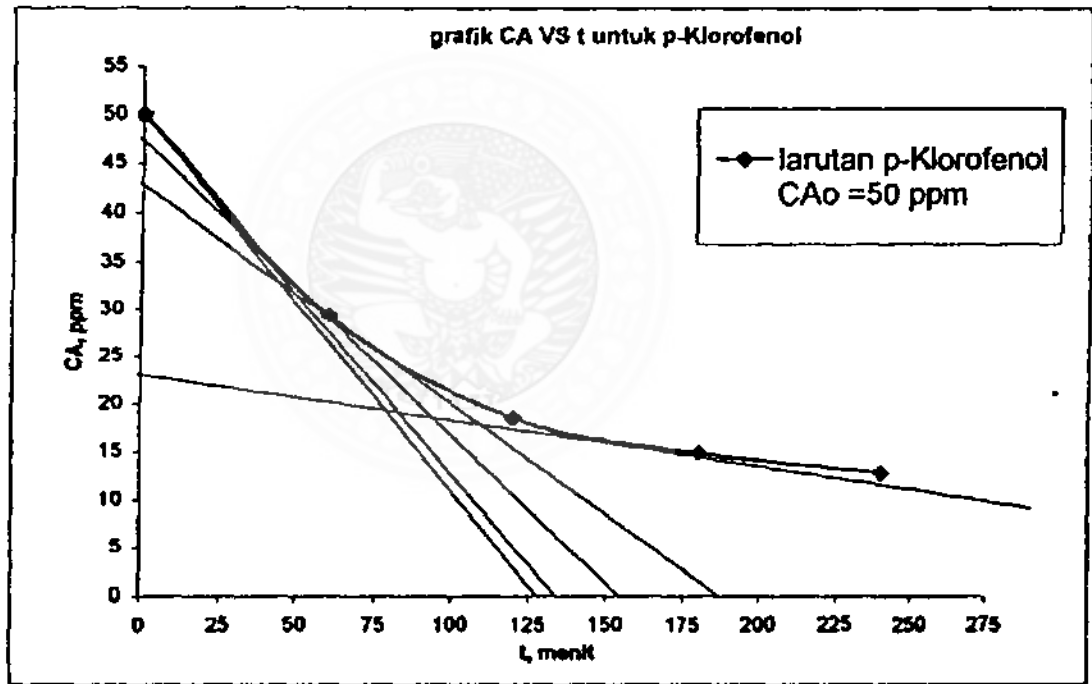
Gambar 5.12 Grafik log konsentrasi (Log C) terlawan log - dC/dt untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 25 ppm.



Dari grafik pada gambar 5.12 dapat ditentukan bahwa orde reaksi ( $n$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $1,5137 \cong 2$  dan harga log konstante kecepatan reaksi ( $\log k$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $-2,5242$  atau  $k$  adalah  $2,991 \times 10^{-3} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{liter} \cdot \text{menit}^{-1}$ .

b). Konsentrasi awal = 50 ppm.

Dengan menggunakan data pada tabel 5.11 untuk konsentrasi awal sebesar 50 ppm dapat dibuatkan plot kurva konsentrasi terlawan waktu pada gambar 5.13 dibawah ini.



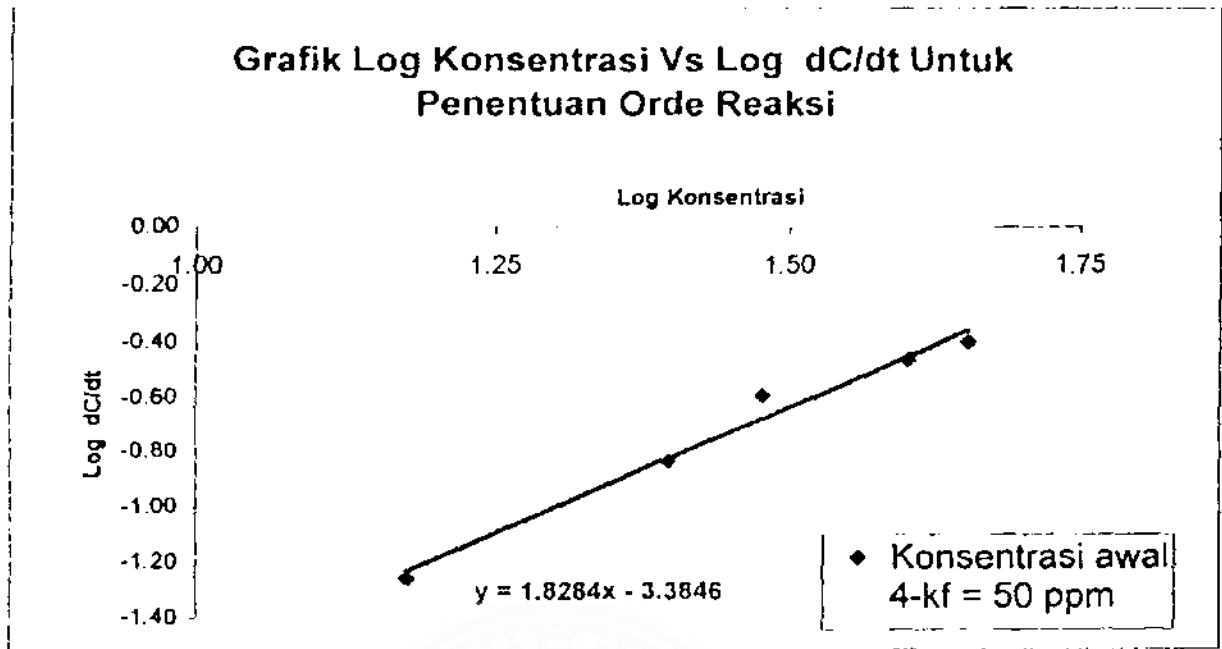
Gambar 5.13 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal = 50 ppm

Dari kurva yang terdapat pada gambar 5.13 kemudian dibuatkan garis singgungnya memalui titik konsentrasi yang dipilih dan akan diperoleh data pengurangan konsentrasi ( $-dC/dt$ ) pada konsentrasi yang dipilih pada tabel 5.13 berikut ini.

Tabel 5.13 : Data log konsentrasi ( $\log C$ ) dan  $\log -dC/dt$

C	$-dC/dt$	Log C	Log $-dC/dt$
50	0,396	1,653	- 0,402
45	0,342	1,602	- 0,466
30	0,253	1,477	- 0,597
25	0,145	1,398	- 0,839
15	0,055	1,176	- 1,260

Dari data pada tabel 5.13 diatas, plot kurva  $\log -dC/dt$  terlawan  $\log C$  untuk menentukan besarnya kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksinya yang terlihat pada gambar 5.14 berikut.

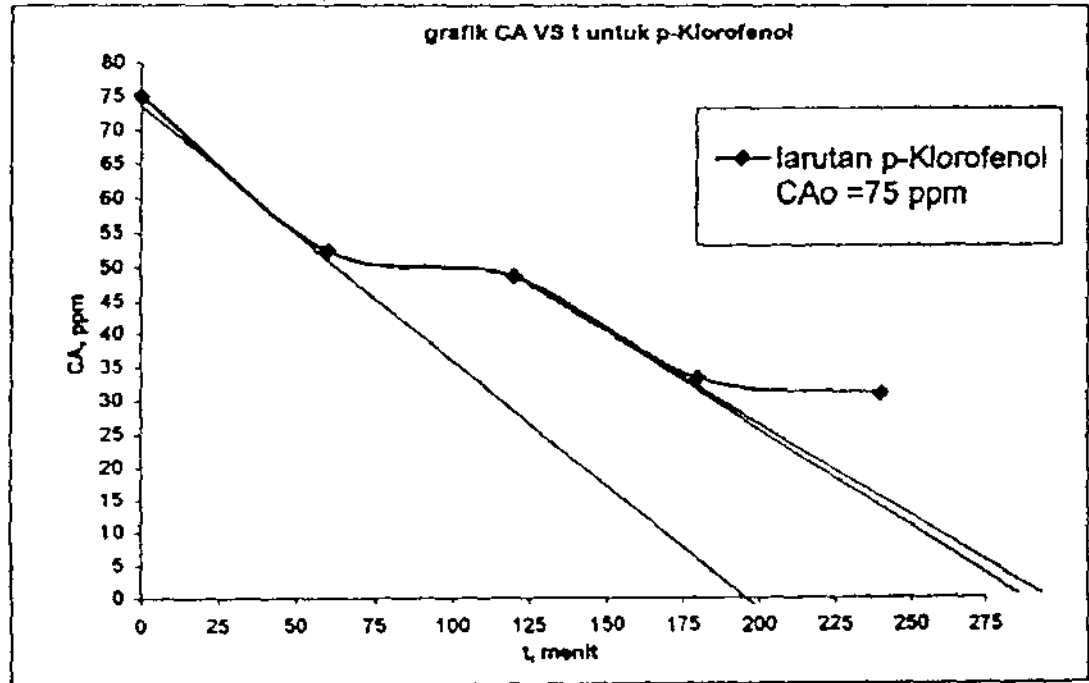


Gambar 5.14 Grafik log konsentrasi (Log C) terlawan log  $-dC/dt$  untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm.

Dari grafik pada gambar 5.14 dapat ditentukan bahwa orde reaksi ( $n$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $1,8284 \cong 2$  dan harga log konstante kecepatan reaksi (log  $k$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $-3,3846$  atau  $k$  adalah  $4,125 \times 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{liter} \cdot \text{menit}^{-1}$ .

c). Konsentrasi awal = 75 ppm.

Dari data pada tabel 5.11 untuk konsentrasi awal sebesar 75 ppm dapat dibuatkan plot kurva konsentrasi terlawan waktu pada gambar 5.15 dibawah ini.



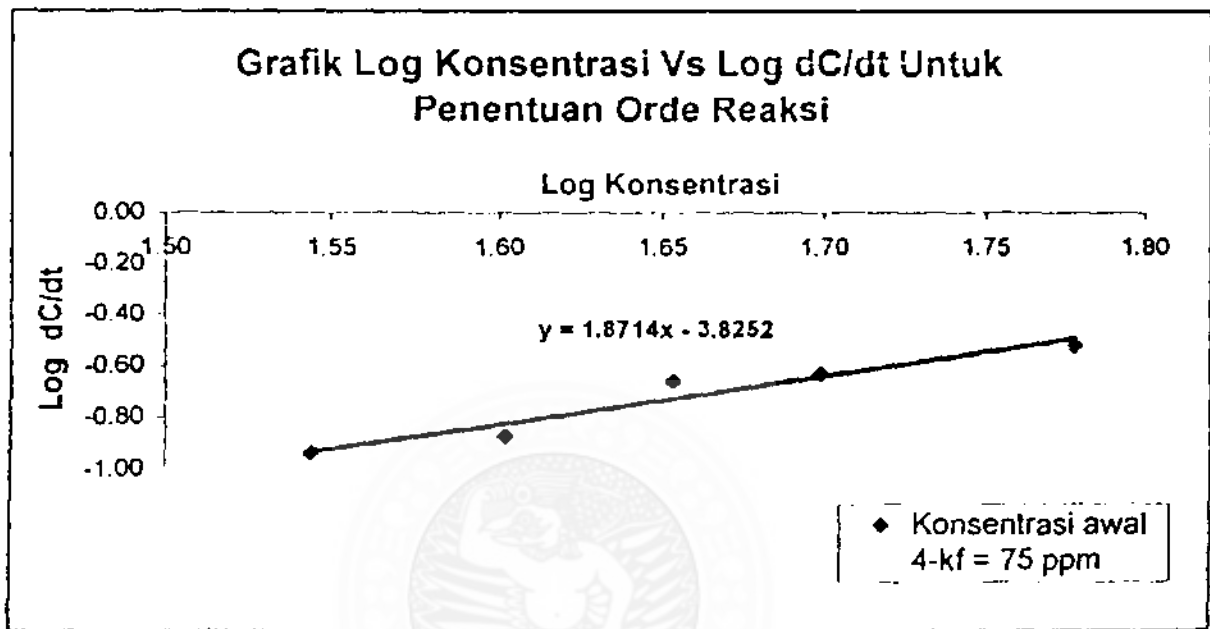
Gambar 5.15 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal = 75 ppm.

Dari kurva pada gambar 5.15 diatas dibuatkan garis singgungnya melalui titik konsentrasi yang dipilih dan akan diperoleh data pengurangan konsentrasi ( $-dC/dt$ ) pada konsentrasi yang dipilih pada tabel 5.14 berikut ini.

Tabel 5.14 : Data log konsentrasi ( $\log C$ ) dan  $\log -dC/dt$

C	$-dC/dt$	Log C	Log $-dC/dt$
60	0,299	1,778	-0,525
50	0,232	1,699	-0,634
45	0,217	1,653	-0,663
40	0,133	1,602	-0,876
35	0,115	1,544	-0,939

Dari tabel 5.14 diatas, plot kurva log - dC/dt terhadap log C pada gambar 5.16 untuk menentukan besarnya kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi .

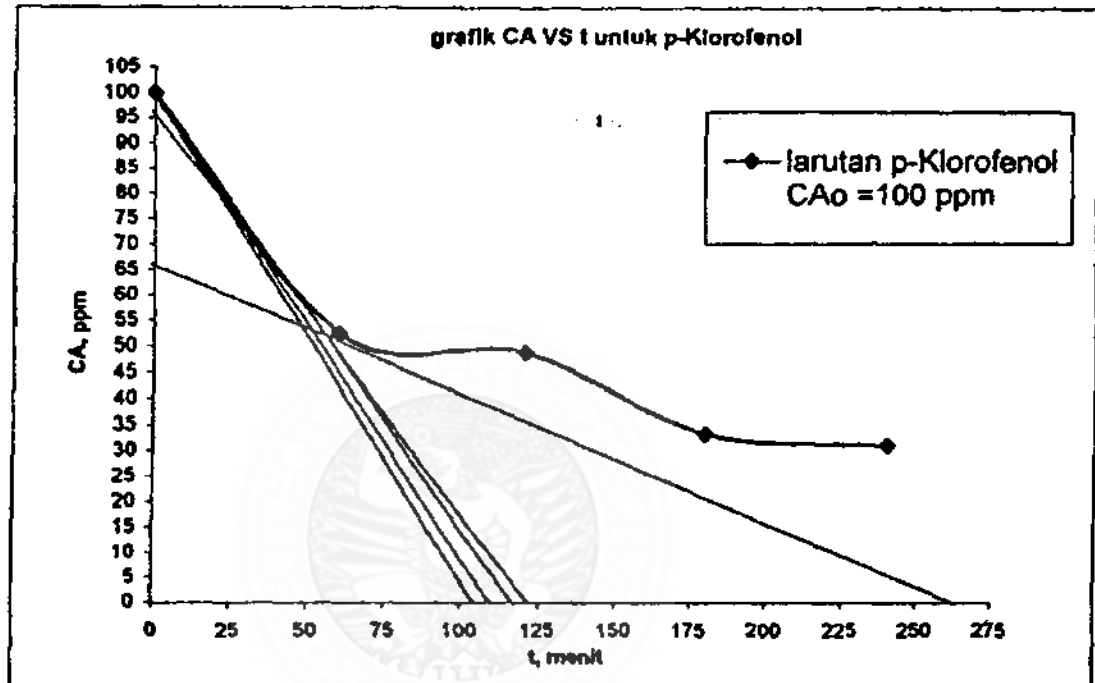


Gambar 5.16 Grafik log konsentrasi (Log C) terhadap log - dC/dt untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 75 ppm.

Dari grafik pada gambar 5.16 dapat ditentukan bahwa orde reaksi ( $n$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $1,8714 \cong 2$  dan harga log konstante kecepatan reaksi ( $\log k$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $-3,8252$  atau  $k$  adalah  $1,496 \times 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{liter} \cdot \text{menit}^{-1}$ .

d) Konsentrasi awal = 100 ppm.

Dari data pada tabel 5.11 untuk konsentrasi awal sebesar 100 ppm dibuatkan plot kurva konsentrasi terlawan waktu pada gambar 5.17 dibawah ini.



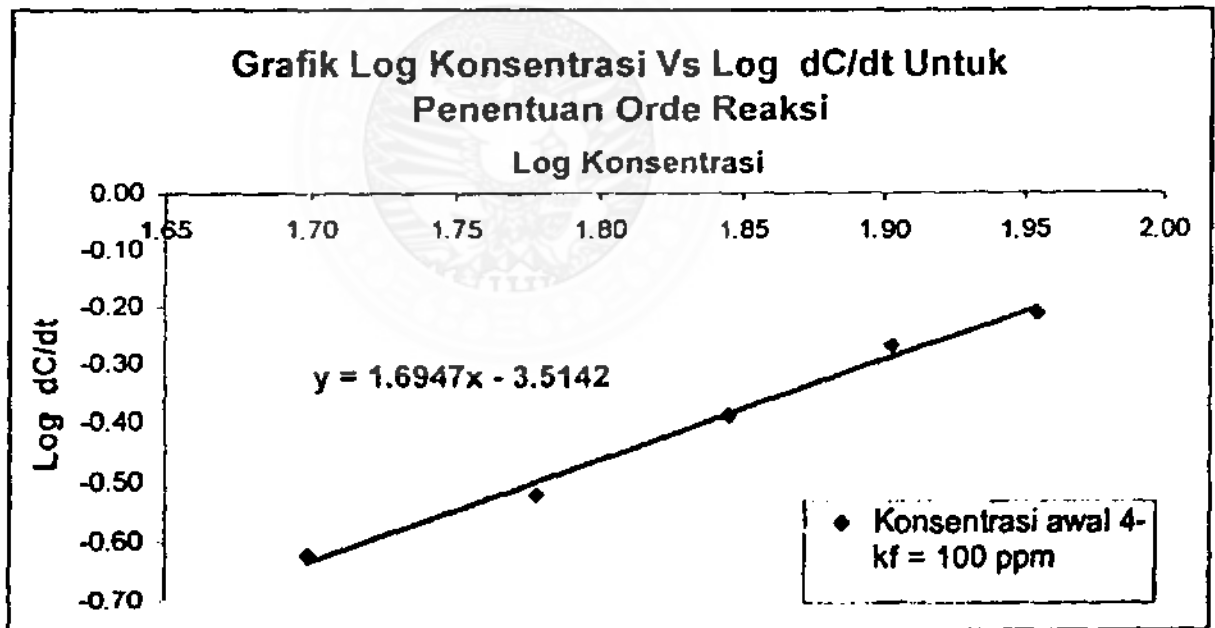
Gambar 5.17 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal = 100 ppm.

Dari kurva pada gambar 5.17 diatas dibuatkan garis singgung melalui titik konsentrasi yang dipilih dan akan diperoleh data pengurangan konsentrasi terhadap waktu ( $-dC/dt$ ) pada konsentrasi yang dipilih pada tabel 5.15 berikut ini.

Tabel 5.15 : Data log konsentrasi (log C) dan log - dC/dt

C	- dC/dt	Log C	Log -dC/dt
90	0,617	1,954	- 0,210
80	0,538	1,903	- 0,270
70	0,408	1,845	- 0,389
60	0,300	1,778	- 0,523
50	0,238	1,699	- 0,623

Untuk menentukan besarnya kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi, plot kurva log - dC/dt terlawan log C dari data tabel 5.15 diatas yang akan tersaji pada gambar 5.18 berikut ini.

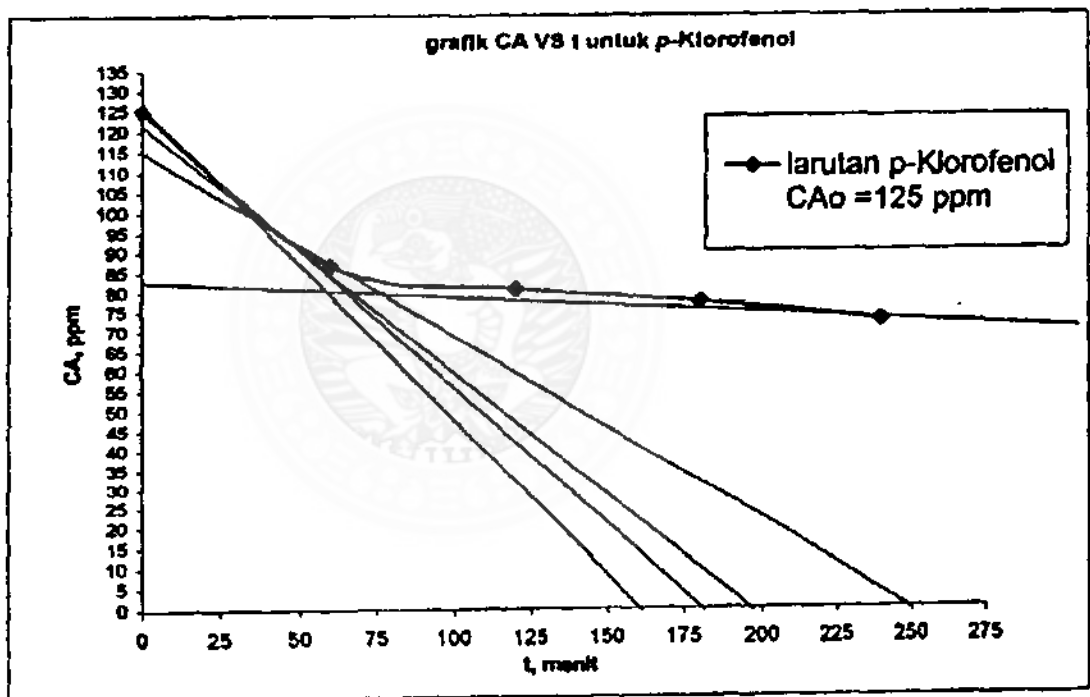


Gambar 5.18 Grafik log konsentrasi (Log C) terlawan log - dC/dt untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 100 ppm.

Dari grafik pada gambar 5.18 dapat ditentukan bahwa orde reaksi ( $n$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $1,6947 \cong 2$  dan harga log konstante kecepatan reaksi ( $\log k$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $-3,5142$  atau  $k$  adalah  $3,061 \times 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{liter} \cdot \text{menit}^{-1}$ .

e) Konsentrasi awal = 125 ppm.

Dari data pada tabel 5.11 untuk konsentrasi awal sebesar 125 ppm dibuatkan plot kurva konsentrasi terlawan waktu pada gambar 5.19 dibawah ini.



Gambar 5.19 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal = 125 ppm.

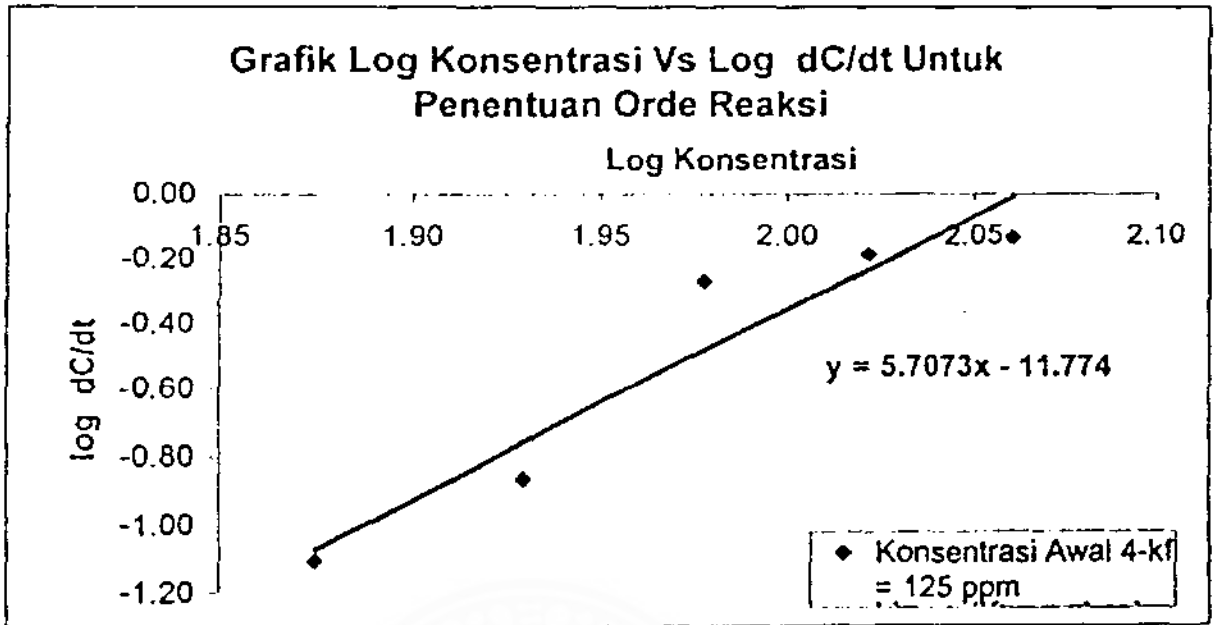


Dari kurva pada gambar 5.19 diatas dibuatkan garis singgung melalui titik konsentrasi yang dipilih dan akan diperoleh data pengurangan konsentrasi terhadap waktu ( $-dC/dt$ ) pada konsentrasi yang dipilih pada tabel 5.16 berikut ini.

Tabel 5.16 : Data log konsentrasi ( $\log C$ ) dan  $\log -dC/dt$

C	$-dC/dt$	Log C	Log $-dC/dt$
115	0,726	2,061	- 0,139
105	0,646	2,021	- 0,190
95	0,534	1,978	- 0,272
85	0,136	1,929	- 0,867
75	0,079	1,875	- 1,105

Untuk menentukan besarnya kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi, plot kurva  $\log -dC/dt$  terlawan  $\log C$  dari data tabel 5.16 diatas yang akan tersaji pada gambar 5.20 berikut ini.



Gambar 5.20 Grafik log konsentrasi (Log C) terlawan log – dC/dt untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 125 ppm.

Dari grafik pada gambar 5.20 diatas dapat ditentukan bahwa orde reaksi ( $n$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $5,7073 \cong 6$  dan harga log konstante kecepatan reaksi (log  $k$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $-11,774$  atau  $k$  adalah  $1,683 \times 10^{-12} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{liter} \cdot \text{menit}^{-1}$ .

Dari hasil penelitian pada variasi konsentrasi awal 4-klorofenol dapat dibuat rekapitulasi hasil penelitian seperti pada tabel 5.17 berikut ini :

Tabel 5.17 : Data orde reaksi  $n$  dan konstante kecepatan reaksi,  $k$  (variasi konsentrasi)

Konsentrasi awal (ppm)	Pers.garis (plot log C terlawan log $-dC/dt$ )	Orde reaksi, $n$ (Slope garis)	Log konstante kec. reaksi, log $k$ (Intersep garis)	Konstante kec. reaksi, $k$
25	$y = 1,5137 x - 2,5242$	$1,5137 \simeq 2$	- 2,5242	$2,991 \times 10^{-3}$
50	$y = 1,8284 x - 3,3846$	$1,8284 \simeq 2$	- 3,3846	$4,125 \times 10^{-4}$
75	$y = 1,8714 x - 3,8252$	$1,8714 \simeq 2$	- 3,8252	$1,496 \times 10^{-4}$
100	$y = 1,6947 x - 3,5142$	$1,6947 \simeq 2$	- 3,5142	$3,061 \times 10^{-4}$
125	$y = 5,7073 x - 11,774$	$5,7073 \simeq 6$	- 11,774	$1,683 \times 10^{-12}$

Dari data penelitian pada variasi konsentrasi yang dilakukan (25, 50, 75 dan 100 ppm), didapatkan bahwa orde reaksi dari 4-klorofenol (merupakan slope dari grafik log konsentrasi, log C terlawan log kecepatan reaksi, log  $-dC/dt$ ) adalah merupakan reaksi orde 2 ( $n_{rata-rata} = 1,727$ ). Sedangkan harga log konstante kecepataannya, log  $k$  (merupakan intersep dari grafik log konsentrasi terlawan log  $-dC/dt$ ) adalah sebesar - 3,312 (log  $k_{rata-rata} = - 3,312$ ) sehingga dengan demikian harga konstante kecepataannya,  $k = 4,875 \times 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \text{ liter} \cdot \text{men}^{-1}$ .

Pada variasi konsentrasi sebesar 125 ppm tidak memberikan grafik yang linier sehingga tidak dapat ditentukan orde dan konstante kecepatan reaksinya dari grafik.

### 5.2.2 Pengaruh pH pada terhadap kinetika reaksi peruraian 4-klorofenol.

Hasil pengukuran konsentrasi 4-klorofenol setiap waktu tertentu pada berbagai variasi pH terlihat pada tabel 5.18 berikut ini.

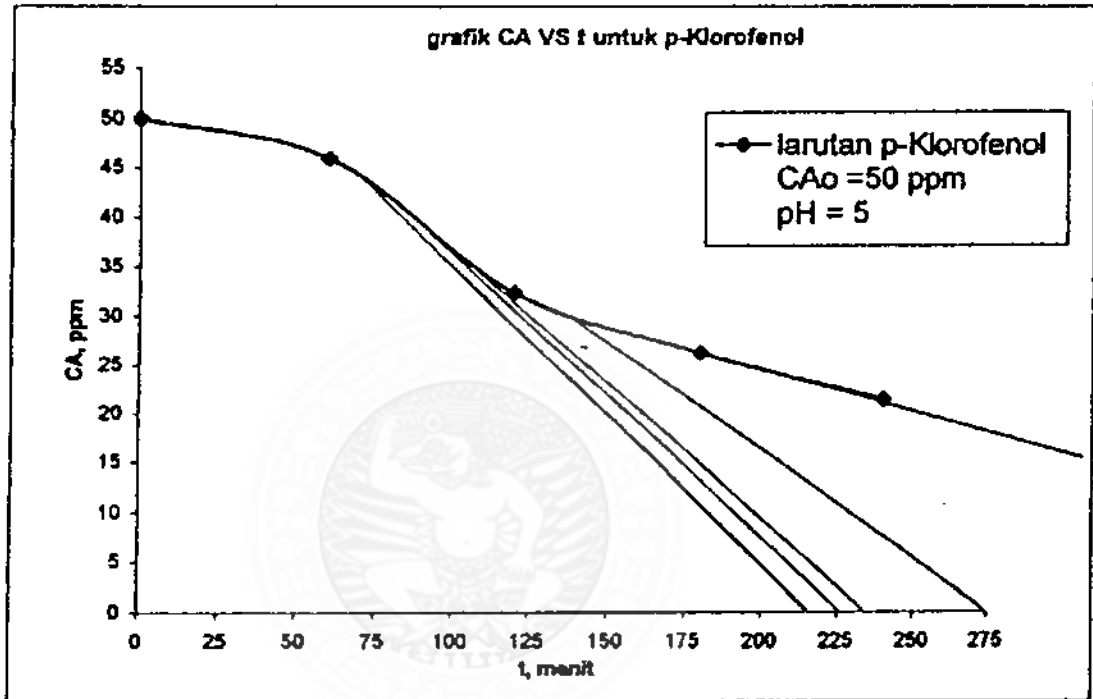
Tabel 5.18 : Konsentrasi 4-klorofenol yang tersisa (ppm) terhadap waktu pada berbagai pH dengan konsentrasi awal tetap = 50 ppm

Waktu (menit)	PH ( Konsentrasi awal = 50 ppm )		
	5,00	7,00	9,00
0	50,000	50,000	50,000
60	45,911	44,566	46,456
120	32,289	27,959	24,972
180	26,161	18,911	12,572
240	21,324	11,355	3,656

Dari tabel 5.18 tersebut diatas dapat diuraikan sebagai berikut :

a). pH = 5,00.

Dari data pada tabel 5.18 untuk pH = 5,00 dapat dibuatkan plot kurva konsentrasi terlawan waktu pada gambar 5.21 dibawah ini.



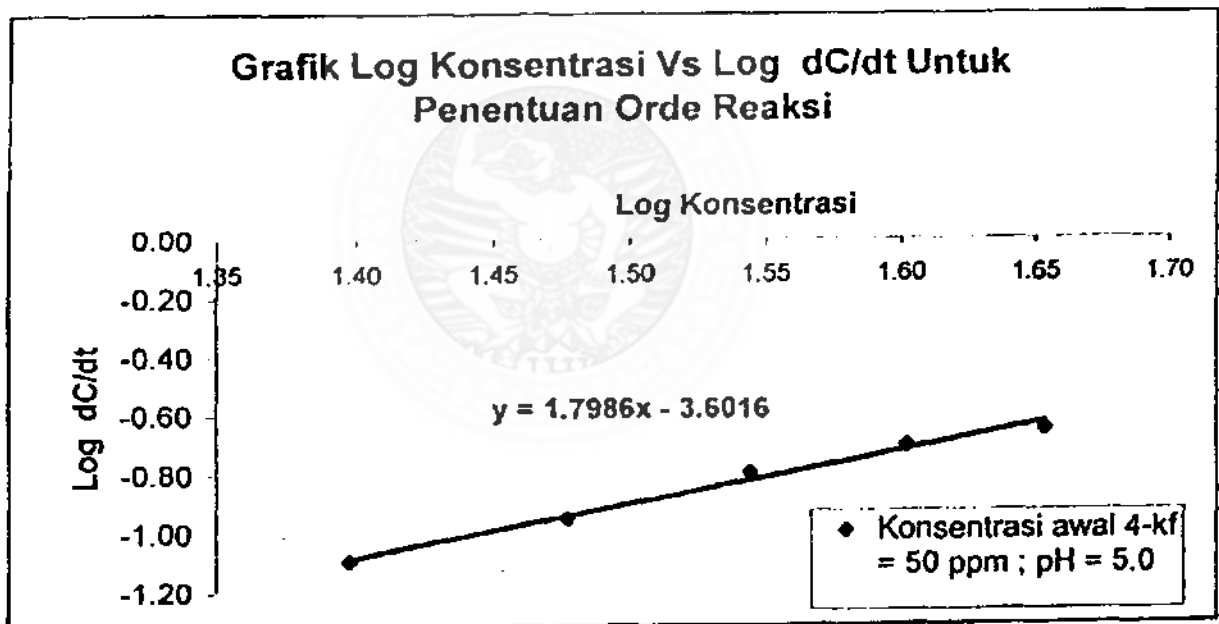
Gambar 5.21 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal = 50 ppm ; pH = 5,00.

Dari kurva pada gambar 5.21 diatas dibuatkan garis singgung melalui titik konsentrasi yang dipilih dan akan diperoleh data pengurangan konsentrasi per satuan waktu ( $-dC/df$ ) pada konsentrasi yang dipilih pada tabel 5.19 berikut ini.

Tabel 5.19 : Data log konsentrasi (log C) dan log - dC/dt

C	- dC/dt	Log C	Log -dC/dt
45	0,223	1,653	- 0,653
40	0,197	1,602	- 0,706
35	0,160	1,544	- 0,797
30	0,112	1,477	- 0,952
25	0,080	1,398	- 1,097

Untuk menentukan besarnya kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi, plot kurva log - dC/dt terhadap log C dari data tabel 5.19 diatas yang tersaji pada gambar 5.22 berikut ini.



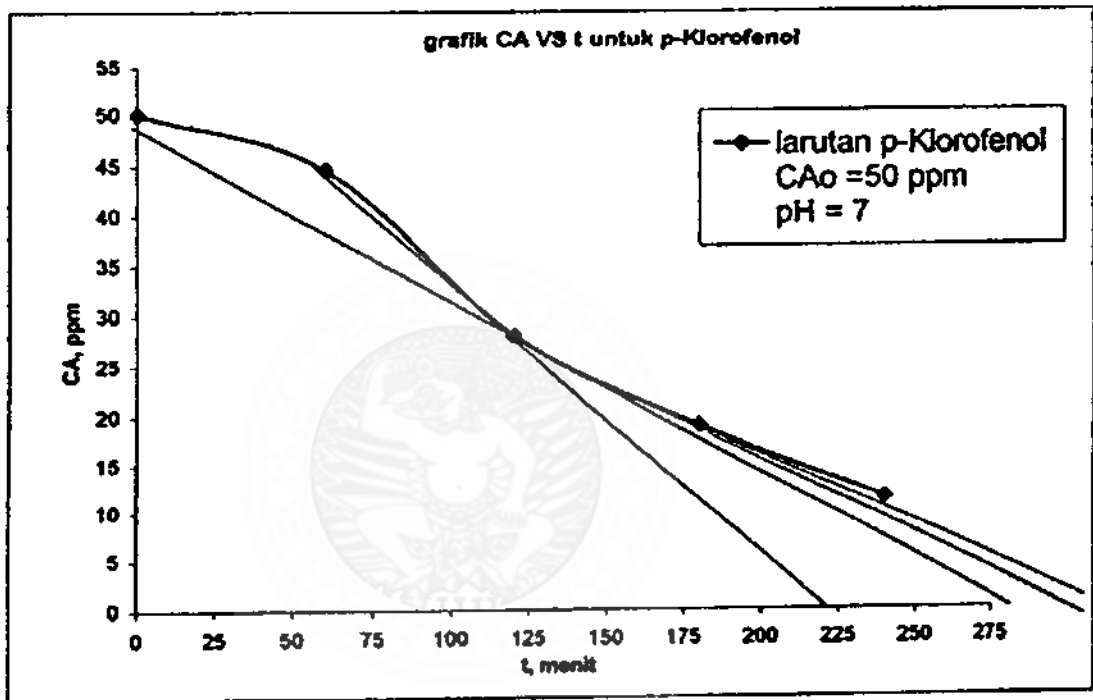
Gambar 5.22 Grafik log konsentrasi (Log C) terhadap log - dC/dt untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm, pH = 5,00.

Dari grafik pada gambar 5.22 diatas dapat ditentukan bahwa orde reaksi (n, merupakan slope garis) adalah sebesar  $1,7986 \cong 2$  dan harga log

konstante kecepatan reaksi ( $\log k$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $-3,6016$  atau  $k$  adalah  $2,503 \times 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{liter} \cdot \text{menit}^{-1}$ .

b).  $\text{pH} = 7,00$ .

Dari data pada tabel 5.18 untuk  $\text{pH} = 7,00$  dapat dibuatkan plot kurva konsentrasi terlawan waktu pada gambar 5.23 dibawah ini.



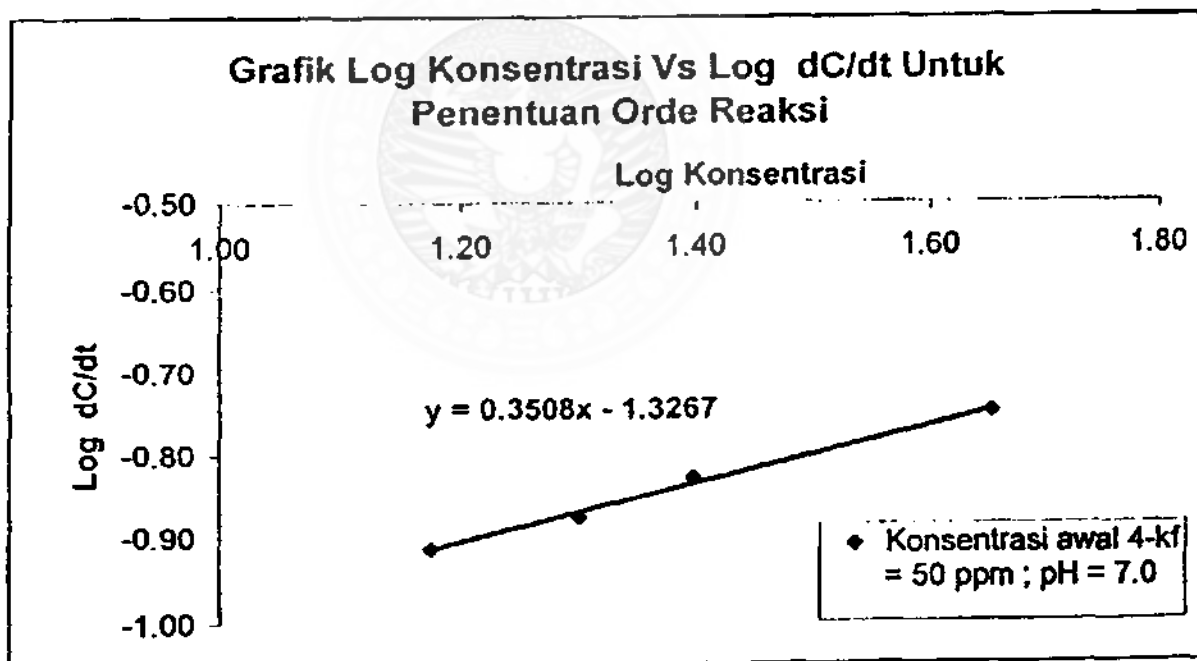
Gambar 5.23 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal = 50 ppm ;  $\text{pH} = 7,0$

Dari kurva pada gambar 5.23 diatas dibuatkan garis singgung melalui titik konsentrasi yang dipilih dan akan diperoleh data pengurangan konsentrasi per satuan waktu ( $-dC/df$ ) pada konsentrasi yang dipilih pada tabel 5.20 berikut ini.

Tabel 5.20 : Data log konsentrasi (log C) dan log - dC/dt

C	- dC/dt	Log C	Log -dC/dt
45	0,223	1,653	- 0,653
40	0,197	1,602	- 0,706
35	0,160	1,544	- 0,797
30	0,112	1,477	- 0,952
25	0,080	1,398	- 1,097

Untuk menentukan besarnya kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi, plot kurva log - dC/dt terhadap log C dari data tabel 5.20 diatas yang tersaji pada gambar 5.24 berikut ini.



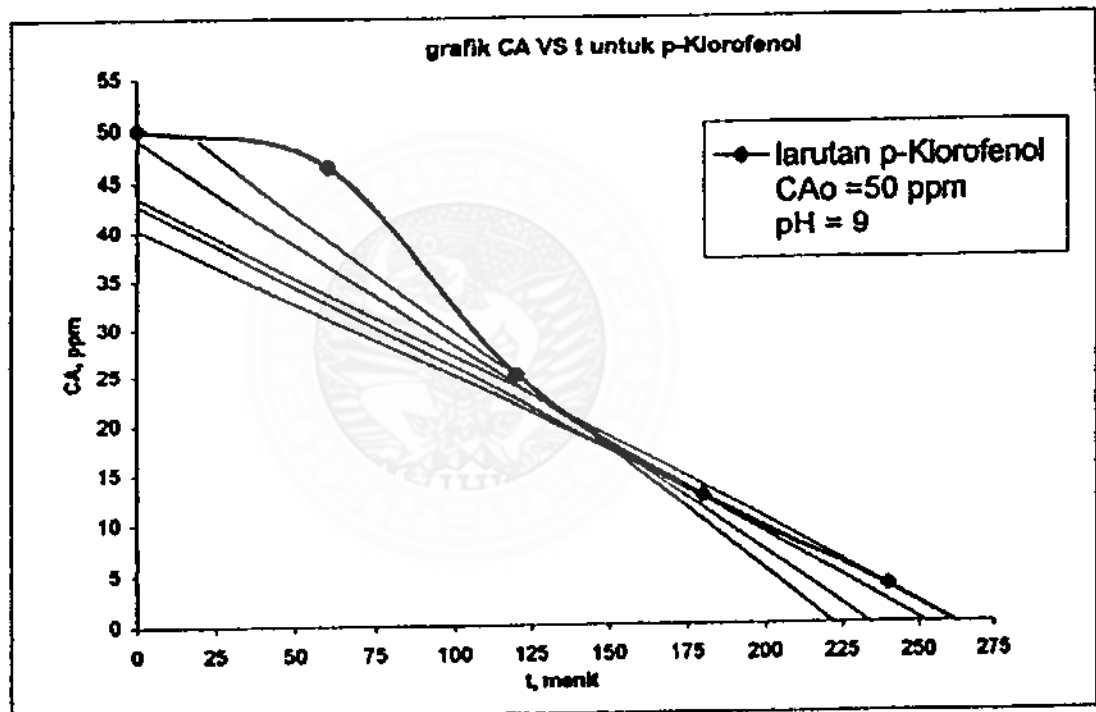
Gambar 5.24. Grafik log konsentrasi (Log C) terhadap log - dC/dt untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm, pH = 7,00.



Dari grafik pada gambar 5.24 diatas dapat ditentukan bahwa orde reaksi ( $n$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $0,3508 \approx 0$  dan harga log konstante kecepatan reaksi ( $\log k$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $-1,3267$  atau  $k$  adalah  $0,060 \text{ mol.liter}^{-1} \cdot \text{menit}^{-1}$ .

c).  $\text{pH} = 9,0$ .

Dari data pada tabel 5.18 untuk  $\text{pH} = 9,0$  dapat dibuatkan plot kurva konsentrasi terlawan waktu pada gambar 5.25 dibawah ini.



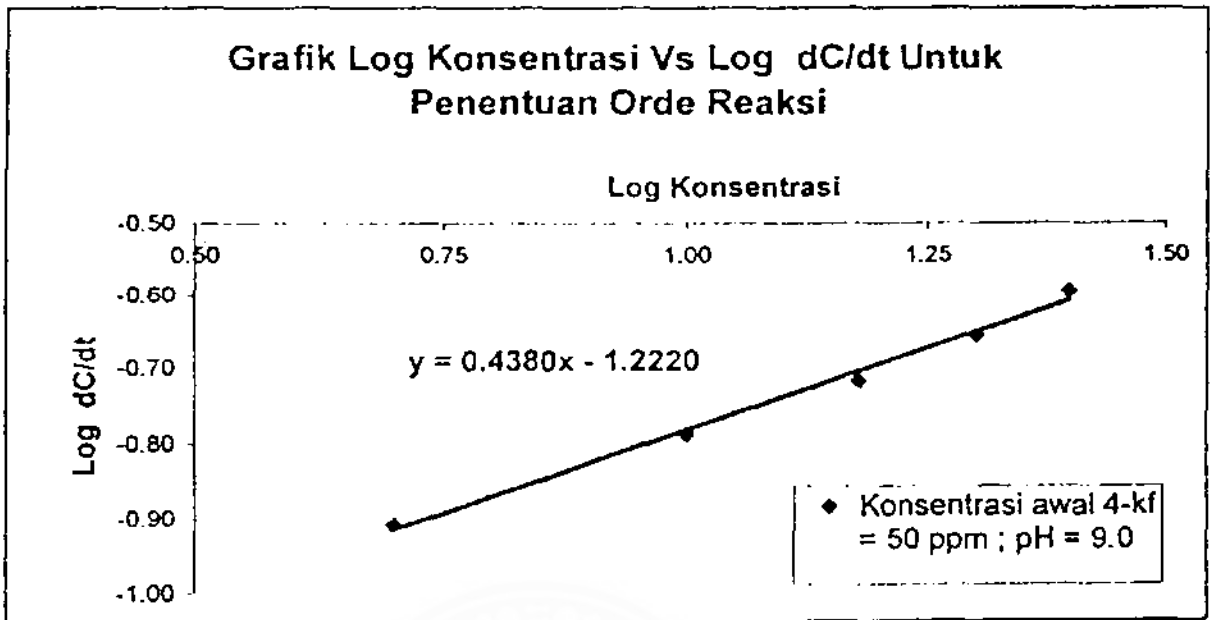
Gambar 5.25 Grafik konsentrasi terlawan waktu untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal = 50 ppm ;  $\text{pH} = 9,0$

Dari kurva pada gambar 5.25 diatas dibuatkan garis singgung melalui titik konsentrasi yang dipilih dan akan diperoleh data pengurangan konsentrasi per satuan waktu ( $-dC/dt$ ) pada konsentrasi yang dipilih pada tabel 5.21 berikut ini.

Tabel 5.21 : Data log konsentrasi ( $\log C$ ) dan  $\log -dC/dt$

C	$-dC/dt$	Log C	Log $-dC/dt$
45	0,223	1,653	- 0,653
40	0,197	1,602	- 0,706
35	0,160	1,544	- 0,797
30	0,112	1,477	- 0,952
25	0,080	1,398	- 1,097

Untuk menentukan besarnya kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksi, plot kurva  $\log -dC/dt$  terlawan  $\log C$  dari data tabel 5.21 diatas pada gambar 5.26 berikut ini.



Gambar 5.26. Grafik log konsentrasi (Log C) terhadap log  $-dC/dt$  untuk 4-klorofenol dengan konsentrasi awal 50 ppm, pH = 9,0.

Dari grafik pada gambar 5.26 di atas dapat ditentukan bahwa orde reaksi ( $n$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $0,438 \approx 0$  dan harga log konstante kecepatan reaksi (log  $k$ , merupakan slope garis) adalah sebesar  $-1,2220$  atau  $k$  adalah  $0,060 \text{ mol.liter}^{-1}.\text{menit}^{-1}$ .

Dari hasil penelitian pada variasi pH 4-klorofenol dapat dibuat rekapitulasi dalam tabel 5.22 berikut ini.

Tabel 5.22 : Data orde reaksi n dan konstante kecepatan reaksi, k (variasi pH).

pH	Pers.garis (plot log C terlawan log - dC/dt )	Orde reaksi, n ( Slope garis )	Log konstante kec. reaksi, log k ( Intersep garis )	Konstante kec. reaksi, k
5,00	y = 1,7986 x - 3,6016	1,7986 $\simeq$ 2	- 3,6016	2,503 10 <sup>-4</sup>
7,00	y = 0,3508 x - 1,3267	0,3508 $\simeq$ 0	- 1,3267	0,047
9,00	Y = 0,4380 x - 1,2220	0,438 $\simeq$ 0	- 1,2220	0,060

Dari data penelitian pada variasi pH = 5,0 didapatkan bahwa orde reaksi dari peruraian 4-klorofenol (merupakan slope dari grafik log dC/dt Vs log Konsentrasi) adalah pseudo orde dua ( n = 1,7966 ). Sedangkan besarnya konstante kecepatan reaksinya (merupakan intersep dari grafik log dC/dt terlawan log konsentrasi) adalah : k = 2,503 10<sup>-4</sup> mol<sup>-1</sup> liter men<sup>-1</sup>.

Pada pH 7,0 dan 9,0 didapatkan bahwa orde reaksinya adalah pseudo orde 0 (n<sub>rata-rata</sub> = 0,3944 ) sedangkan besarnya konstante kecepatan reaksinya adalah : log k<sub>rata-rata</sub> = - 1,2744 mol liter<sup>-1</sup> men<sup>-1</sup> sehingga harga k = 0,053 mol.liter<sup>-1</sup>. men<sup>-1</sup>



# **BAB VI**

# **PEMBAHASAN**

## BAB 6

### PEMBAHASAN

#### 6.1. Kinetika reaksi peruraian oksidatif fenol

Kinetika reaksi peruraian fenol meliputi kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksinya.

##### 6.1.1. Kecepatan reaksi peruraian oksidatif fenol.

Data kecepatan reaksi menunjukkan bahwa besarnya kecepatan reaksi dari fenol pada variasi konsentrasi 50, 75, 100 dan 125 adalah :  
 $-dC/dt = k \cdot C^0$  yang merupakan ekspresi pengungkapan untuk *reaksi orde nol* untuk fenol. Apabila harga k dimasukkan dan nilai  $C^0 = 1$ , akan didapatkan persamaan empiris kecepatan reaksi adalah sebagai berikut :

$$-dC/dt = k = 0,0466 \text{ mol.liter}^{-1} \cdot \text{men}^{-1}$$

yang berarti bahwa besarnya kecepatan reaksinya tidak dipengaruhi oleh konsentrasi awal, melainkan hanya dipengaruhi oleh konstante kecepatan reaksinya saja.

Sedangkan pada pH 5,0 didapatkan bahwa orde reaksinya adalah reaksi orde 2 dan harga konstante kecepatan reaksinya (k) adalah  $1,49 \times 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{liter}^{-1} \cdot \text{menit}^{-1}$ , sehingga akan didapatkan persamaan empiris untuk kecepatan reaksinya adalah :

$$-dC/dt = 1,49 \times 10^{-4} C^2$$

Untuk pH 7,0 dan pH 9,0 tidak dapat diketahui karena pada pH 7,0 dan 9,0 konsentrasi sisa dari fenol pada waktu reaksi 60, 120, 180 dan 240 menit, tidak menunjukkan adanya peak (puncak) koromatogram. Kemungkinan besar fenol pada pH ini telah berubah menjadi fenolatnya

#### 6.1.2. Orde reaksi peruraian oksidatif fenol.

Dengan menggunakan metode differensial yang dipilih maka dapat diketahui bahwa reaksi oksidasi dari fenol pada variasi konsentrasi menunjukkan reaksi *orde nol*, yang secara empiris persamaan matematisnya dapat dituliskan :

$$- \frac{dC}{dt} = k.C^0 \text{ atau } - \frac{dC}{dt} = k.$$

Pada pH 5,0 reaksi oksidasi dari fenol menunjukkan reaksi *orde dua*, yang dapat dituliskan :  $-\frac{dC}{dt} = k C^2$  dimana ini dapat ditunjukkan bahwa ternyata hasil reaksi (produk) yang dihasilkan pada variasi konsentrasi berbeda dengan variasi pH (lihat pada data analisis HPLC, pada lampiran-7).

Hal ini pula menunjukkan bahwa mekanisme reaksi yang terjadi adalah berbeda, karena orde reaksi sangat dipengaruhi oleh mekanisme reaksi yang terjadi.

#### 6.1.3. Konstante kecepatan reaksi peruraian oksidatif fenol.

Dari data penelitian yang telah dilakukan dan menggunakan metode differensial diketahui bahwa besarnya konstante kecepatan reaksi orde nol

untuk fenol pada variasi konsentrasi 50, 75, 100 dan 125 ppm besarnya adalah :  $k = 0,0466 \text{ mol liter}^{-1} \text{ menit}^{-1}$ .

Pada  $\text{pH} = 5,0$  dengan konsentrasi 50 ppm didapatkan bahwa besarnya konstante kecepatan reaksinya:  $k = 1,490 \times 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \text{ liter menit}^{-1}$ .

## 6.2. Kinetika reaksi peruraian oksidatif 4-klorofenol

Kinetika reaksi untuk 4-klorofenol meliputi kecepatan, konstante kecepatan dan orde reaksinya.

### 6.2.1. Kecepatan reaksi peruraian oksidatif 4-klorofenol.

Dari metode differensial yang dipilih dapat diketahui bahwa pada variasi konsentrasi 25, 50, 75 dan 100 ppm diketahui bahwa reaksi peruraian dari 4-klorofenol mengikuti *reaksi orde dua* yang berarti bahwa pernyataan untuk kecepatan reaksinya adalah :  $-dC/dt = k C^2$ . Sedangkan besarnya  $k = 4,875 \times 10^{-2} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{liter} \cdot \text{menit}^{-1}$  sehingga pernyataan persamaan kecepatan reaksinya adalah :

$$-dC/dt = 4,875 \times 10^{-2} \text{ mol}^{-1} \cdot \text{liter} \cdot \text{menit}^{-1} C^2$$

Pada konsentrasi 125 ppm diketahui bahwa penurunan konsentrasi mulai pada  $t = 75$  menit menunjukkan garis mendatar yang berarti bahwa kemungkinan pada waktu tersebut terjadi kesetimbangan reaksi peruraian dari 4-klorofenol, sehingga reaksinya merupakan reaksi dua arah dengan konstante kesetimbangan yang besarnya tertentu.



Pada pH 5,0 reaksi merupakan *reaksi orde dua* yang berarti bahwa pernyataan persamaan kecepatan reaksi yang sesuai adalah :  $-dC/dt = k C^2 = 2,503 \times 10^{-4} C^2$  sedangkan pada pH = 7,0 dan 9,0 reaksi peruraian dari 4-klorofenol mengikuti *reaksi orde nol* dimana pernyataan kecepatan reaksinya dapat dituliskan :  $-dC/dt = k C^0$  atau  $-dC/dt = k = 0,053 \text{ mol.liter}^{-1}.\text{menit}^{-1}$ , yang berarti bahwa pada pH netral dan pH basa reaksi peruraiannya tidak tergantung pada konsentrasi.

### 6.2.2. Orde reaksi untuk 4-klorofenol.

Pada variasi konsentrasi 25, 50, 75 dan 100 ppm diketahui bahwa reaksi peruraian dari 4-klorofenol mengikuti *reaksi orde dua*. Pada variasi pH = 5,0 reaksi merupakan *reaksi orde dua*, sedangkan pada pH = 7,0 dan 9,0 reaksi peruraian dari 4-Klorofenol mengikuti *reaksi orde nol*.

Adanya perbedaan ini menunjukkan bahwa mekanisme reaksi yang terjadi tidaklah sama. Karena orde reaksi sangat dipengaruhi oleh jalannya reaksi (mekanisme reaksi) maka akan menyebabkan perbedaan tersebut.

### 6.2.3. Konstante kecepatan reaksi untuk 4-klorofenol.

Dari penelitian yang telah dilakukan dan digunakan metode differensial yang telah dipilih dapat diketahui bahwa besarnya konstante kecepatan reaksi, k untuk peruraian 4-klorofenol adalah :

- a) Pada variasi konsentrasi 25, 50, 75 dan 100 ppm reaksi merupakan reaksi orde dua dengan harga  $k = 4,875 \times 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \text{ liter menit}^{-1}$ , sedangkan

pada konsentrasi 125 ppm tidak menunjukkan grafik linier sehingga besarnya  $k$  tidak dapat ditentukan karena akurasinya sangat rendah karena kemungkinan reaksinya merupakan reaksi kesetimbangan.

- b) Pada variasi pH 5,0 reaksi merupakan reaksi orde dua dengan harga  $k = 2,503 \times 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \text{ liter menit}^{-1}$ .
- c) Pada variasi pH 7,0 dan 9,0 reaksi menunjukkan reaksi orde nol dengan harga  $k = 0,053 \text{ mol liter}^{-1} \text{ men}^{-1}$ .

### 6.3. Hubungan antara konsentrasi dengan kecepatan reaksi.

Untuk mengetahui keterkaitan hubungan antara variabel bebas konsentrasi ( $X$ ) dengan variabel tergantung kecepatan ( $\cong$  konstante kecepatan reaksi,  $Y$ ) untuk senyawa fenol dan 4-klorofenol perlu ditentukan derajat hubungan antara variabel-variabel dalam analisis korelasi seperti tersaji pada gambar 6.1 dan 6.2 dibawah ini.

Menurut Sudjana, 1996, ukuran yang dipakai untuk mengetahui derajat hubungan, terutama untuk data kuantitatif, dinamakan koefisien korelasi,  $R^2$ . Besarnya  $R$  adalah  $-1 \leq R^2 \leq +1$

Jika harga  $R^2 = -1$  menyatakan adanya hubungan linier sempurna tak langsung antara  $X$  dan  $Y$ .

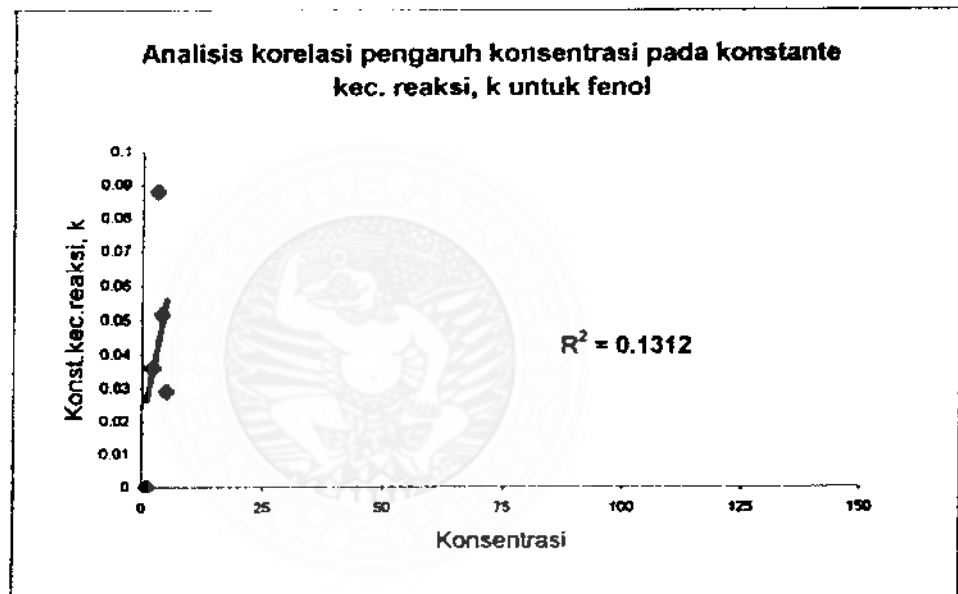
Jika harga  $R^2 = +1$  menyatakan adanya hubungan linier sempurna langsung antara  $X$  dan  $Y$ .

Jika harga  $R^2 = 0$  menyatakan tidak terdapat hubungan linier antara  $X$  dan  $Y$ .

Selanjutnya untuk menentukan hipotesis yang diambil dilakukan pula uji distribusi Student, uji t dimana besarnya t dihitung dengan rumus :

$$t = \frac{R\sqrt{n-2}}{\sqrt{1-R^2}}$$

6.3.1. Hubungan antara konsentrasi dengan kecepatan reaksi ( $\cong$  konstante kecepatan reaksi ) untuk fenol.



Gambar 6.1. Analisis korelasi pengaruh konsentrasi terhadap konstante kecepatan reaksi, k untuk senyawa fenol.

Dari perhitungan koefisien korelasi antara konsentrasi terhadap konstante kecepatan reaksi, k seperti terlihat pada grafik pada gambar 6.1 diatas , memberikan harga  $R^2 = 0,1312$  atau sebesar 13,12 % .

Jika dilakukan uji t terhadap koefisien korelasi maka :

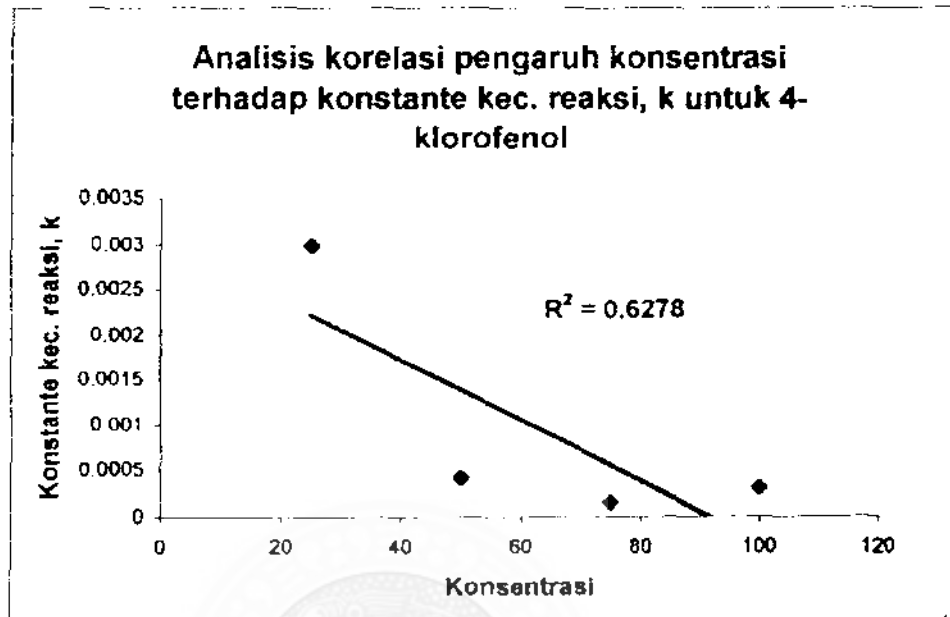
Uji :  $H_0 : \rho = 0$  jika X dan Y independen.

$H_1 : \rho \neq 0$  jika ada hubungan antara X dan Y

$$t = \frac{R\sqrt{n-2}}{\sqrt{1-R^2}} = \frac{0,1312\sqrt{4-2}}{\sqrt{1-0,1312^2}} = \frac{0,1855}{0,9914} = 0,1871$$

Jika taraf nyata  $\alpha = 0,05$  dengan  $dk = 4 - 2 = 2$ , maka dari daftar distribusi t didapat :  $t_{0,95} = 2,92$ . Dengan demikian dapat dilihat bahwa harga t terletak antara  $-2,92$  dan  $2,92$  berarti bahwa  $H_0$  diterima, yang berarti bahwa **tidak ada hubungan linier antara konsentrasi (X) terhadap konstante kecepatan reaksi. Berarti pula bahwa kecepatan reaksi,  $-dC/dt$  yang berhubungan secara linier terhadap konstante kecepatan reaksi,  $k$  (Y), tidak dipengaruhi oleh konsentrasi awal yang dipilih.**

6.3.2. Hubungan antara konsentrasi dengan kecepatan reaksi ( konstante kecepatan reaksi ) untuk 4-klorofenol.



Gambar 6.2. Analisis korelasi pengaruh konsentrasi terhadap konstante kecepatan reaksi, k untuk 4-klorofenol

Dari grafik pada gambar 6.2 diatas terlihat bahwa harga koefisien korelasi,  $R^2$  adalah sebesar 0,6278 atau sebesar 62,78 %

Jika dilakukan uji t terhadap koefisien korelasinya maka :

Uji :  $H_0 : \rho = 0$  jika tidak ada hubungan koefisien korelasi.

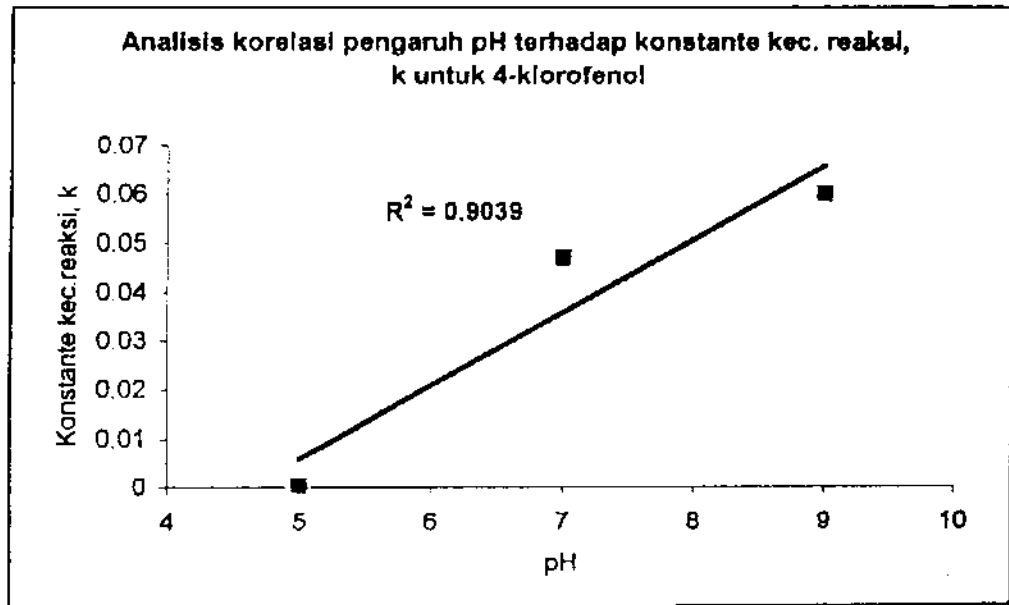
$H_1 : \rho \neq 0$  jika ada hubungan koefisien korelasi

$$t = \frac{R\sqrt{n-2}}{\sqrt{1-R^2}} = \frac{0,6278\sqrt{4-2}}{\sqrt{1-0,6278^2}} = \frac{0,8878}{0,7784} = 1,1406.$$

Jika taraf nyata  $\alpha = 0,05$  dengan  $dk = 4 - 2 = 2$ , maka dari daftar distribusi t didapat untuk uji 2 pihak :  $t_{0,95} = 2,92$ . Dengan demikian dapat dilihat bahwa harga t terletak antara  $- 2,92$  dan  $2,92$  berarti bahwa  $H_0$  diterima, yang berarti bahwa tidak ada hubungan linier antara konsentrasi terhadap konstante kecepatan reaksi, yang berarti bahwa **tidak ada hubungan linier secara signifikan antara konsentrasi (X) terhadap konstante kecepatan reaksi, k (Y) yang berhubungan linier dengan kecepatan reaksi**. Berarti dengan demikian dapat dikatakan bahwa konsentrasi awal tidak berpengaruh terhadap kecepatan reaksinya.

#### 6.4. Hubungan antara pH dengan konstante kecepatan reaksi, k.

Untuk mengetahui keterkaitan hubungan antara variabel bebas pH (X) dengan variabel tergantung kecepatan ( $\cong$  konstante kecepatan reaksi, Y) untuk senyawa 4-klorofenol perlu ditentukan derajat hubungan antara variabel-variabel dalam analisis korelasi seperti tersaji pada gambar 6.3 dibawah ini.



Gambar 6.3. Analisis korelasi pengaruh pH terhadap konstante kecepatan reaksi, k

Dari grafik pada gambar 6.3 analisis korelasi diatas terlihat bahwa ada hubungan secara linier antara pH dengan konstante kecepatan reaksi, k yang berarti juga berhubungan linier dengan kecepatan reaksinya,  $-dC/dt$  untuk senyawa 4-klorofenol. Hal ini dapat ditunjukkan bahwa harga koefisien relasi,  $R^2$  adalah sebesar 0,9039 atau sebesar 90,39 %.

Jika dilakukan uji t terhadap koefisien korelasinya maka :

Uji :  $H_0 : \rho = 0$  jika tidak ada hubungan koefisien korelasi.

$H_1 : \rho \neq 0$  jika ada hubungan koefisien korelasi

$$t = \frac{R\sqrt{n-2}}{\sqrt{1-R^2}} = \frac{0,9039\sqrt{3-2}}{\sqrt{1-0,9039^2}} = \frac{0,9039}{0,183} = 4,939$$

Jika taraf nyata  $\alpha = 0,05$  dengan  $dk = 3 - 2 = 1$ , maka dari daftar distribusi t:  $t_{0,95} = 6,31$ . Dengan demikian dapat dilihat bahwa harga t tidak terletak antara  $-6,31$  dan  $6,31$  berarti bahwa  $H_0$  ditolak yang berarti bahwa ada hubungan linier antara konsentrasi terhadap konstante kecepatan reaksi, yang berarti bahwa **ada hubungan linier secara signifikan antara pH terhadap konstante kecepatan reaksi, k yang berhubungan linier dengan kecepatan reaksi**. Berarti dengan demikian dapat dikatakan bahwa pH berpengaruh terhadap kecepatan reaksinya.

#### 6.5. Analisis perbedaan antara kecepatan reaksi untuk fenol terhadap 4-klorofenol

Dari data pengujian dan perhitungan pada lampiran - 6 dapat diketahui bahwa ada perbedaan kecepatan reaksi antara fenol terhadap 4-klorofenol dengan variasi konsentrasi. Sedangkan untuk variasi pH dengan menggunakan data pada lampiran 6 -2 dan grafik dapat diketahui bahwa **konstante kecepatan reaksi fenol pada pH = 5,00 mendekati terhadap 4-klorofenol** dan reaksi sama-sama mengikuti **reaksi orde dua**. Tetapi pada pH 7,00 dan pH 9,00 tidak dapat dibandingkan karena pada pH ini data untuk fenol tidak dapat dideteksi.



#### 6.6. Intensitas sinar matahari.

Intensitas sinar matahari yang digunakan pada penelitian ini adalah sebesar 4,456 eV yang berarti dapat mengimbangi besarnya energi celah dari katalis semikonduktor titanium dioksida,  $\text{TiO}_2$ , sebesar 3,2 eV. Intensitas sinar matahari sebesar 4,456 eV ini dapat dicapai pada kondisi cerah tanpa ada awan dan dilakukan pada bulan April sampai dengan bulan Juli 2001 pk.10.00 – 14.00.





# **BAB VII**

## **KESIMPULAN DAN SARAN**

## B A B - 7

### KESIMPULAN DAN SARAN

#### 7.1 Kesimpulan

Dari penelitian yang telah dilakukan dapat ditarik kesimpulan sebagai berikut:

1. Kinetika reaksi peruraian secara oksidasi fotokatalitik terhadap fenol pada variasi konsentrasi mengikuti reaksi orde nol :  $-dC/dt = k C^0$  atau  $-dC/dt = k$ , dengan harga konstante kecepatan reaksi, :  $k_{rata-rata} = 0,0466 \text{ mol liter}^{-1} \text{ men}^{-1}$ .
2. Pada pH 5,0 kinetika reaksi peruraian fenol secara oksidasi fotokatalitik mengikuti reaksi orde dua :  $-dC/dt = k C^2$  dengan harga  $k = 1,490 \times 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \text{ liter men}^{-1}$ .
3. Kinetika reaksi peruraian secara oksidasi fotokatalitik terhadap 4-klorofenol pada variasi konsentrasi mengikuti reaksi orde dua :  $-dC/dt = k C^2$  dengan harga konstante kecepatan reaksi, :  $k = 4,875 \times 10^{-3} \text{ mol}^{-1} \text{ liter.men}^{-1}$
4. Pada pH 5,0 kinetika reaksi peruraian reaksi merupakan reaksi orde dua :  $-dC/dt = k C^2$  dengan harga  $k = 2,503 \times 10^{-4} \text{ mol}^{-1} \text{ liter menit}^{-1}$ .  
Pada variasi pH 7,0 dan 9,0 menunjukkan reaksi orde nol :  $-dC/dt = k C^0$  atau  $-dC/dt = k$  dengan harga  $k = 0,053 \text{ mol liter}^{-1} \text{ men}^{-1}$ .

5. Ada perbedaan kinetika reaksi fenol terhadap 4-klorofenol dengan variasi konsentrasi. Untuk pH 5,00 reaksi sama-sama mengikuti orde dua, tetapi pada pH 7,00 dan pH 9,00 tidak dapat dibandingkan.

## 7.2. S a r a n.

Berdasarkan hasil penelitian yang telah dilakukan maka dapat disarankan :

1. Oksidasi fotokatalitik menggunakan energi sinar matahari dan katalis titanium dioksida dapat dilakukan untuk penanganan problema limbah organik, terutama untuk senyawa fenol dan klorofenol.

Oleh karena sinar matahari memberikan sinarnya tidak dalam waktu kontinu selama 24 jam per hari, maka perlu dipikirkan adanya kontinuitas sinar yang memenuhi untuk mengatasi energi celah dari katalis semikonduktor titanium dioksida dan mempunyai harga yang murah sehingga dapat diterapkan dalam industri untuk skala yang besar.

Dalam penelitian ini didapatkan waktu yang efektif untuk penggunaan energi matahari adalah pada pk. 10.00 – 14.00 w.i.b (kondisi cerah, tidak ada mendung).

2. Dari hasil penelitian ini dapat dibuatkan desain reaktor fotokimia yang sesuai untuk mengatasi problema fenol dan 4-klorofenol



# DAFTAR PUSTAKA

## DAFTAR PUSTAKA

- Alberty A.R and Daniels F. 1984. *Kimia Fisika Jilid 2*. Edisi kelima. Erlangga Jakarta, hal. 151-155
- Andrews.H.Donald. 1970. *Introductory Physical Chemistry*. International Student Edition, Mc.Graw Hill Book Company, New York, hal. 213-214.
- Augugliaro V et al, 1999, *Photocatalytic Oxidation of Gaseous Toluene on Anatase TiO<sub>2</sub> catalyst : Mechanistic Aspects and FT-IR Investigation*. *App.Cat.B, Env.*20, 15-27.
- Endah Mutiara M.P, 1992, *Pengaruh Adanya Butiran Pada Intensitas Matahari secara Aktinometri*, Laporan penelitian Lemlit – ITS.
- Finklea, Harry.O, 1983, *Journ. of Chem. Ed.*, Vol., hal. 325-327.
- Fang H.H.P, Chen.T, Li Y.Y, Chui H.K, *Degradation of Phenol in Waste Water in an Upflow Anaerobic Sludge Blanket Reactor*, *Wat.Res*, 30, 1353-1359, 1966.
- Iwan Setiawan, 1997, *Penentuan Laju Reaksi Oksidasi Fotokatalitik Fenol Menggunakan Sinar Matahari dan Titanium Dioksida*, Skripsi Jurusan Kimia-FMIPA-ITS.
- Kusnoputranto.H, 1995. *Toksikologi Lingkungan*. Fakultas Kesehatan Masyarakat dan Pusat Penelitian Sumberdaya Manusia dan Lingkungan, Jakarta.

- Loudon, G. March, 1984, *Organic Chemistry*, Addition-Wesley Publisher Co., Canada hal. 696-698.
- The Merck Index : *An Encyclopedia of Chemical , Drugs and Biologicals*, Tenth Edition, Merck & Co. INC, Bahway N J, U S A
- Ming-Chun Lu, et al, 1999, *The Influence of Metal Ions on the Photocatalytic Oxidation of 2-Chlorophenol in Aqueous Titanium Dioxide Suspensions*, Journ. of Env. Science and Health, Vol.34 No 1 hal. 17-31.
- Muneer.M, Philip.R and Das.S. 1997, *Photocatalytic Degradation of Waste Water Pollutants.Titanium Dioxide Mediated Oxidation of Textile Dye, Acid Blue 40*. Res.Chem.Intermed, Vol.23, No 3, hal.233-246.
- Octave Levenspiel, *Chemical Reaction Engineering*, Third Edition, John Wiley & Sons, New York.
- Okamoto.K, et al, 1985, *Heterogeneous Photocatalytic Decomposition of Phenol over TiO<sub>2</sub> Powder*, Bull. Chem. Soc.Japan, Vol.58, hal. 2015-2022.
- D'Oliveira J.C et al, 1990, *Photodegradation of 2 and 3 Chlorophenol in TiO<sub>2</sub> Aqueous Suspensions*, Env. Sci. and Tech., Vol.2
- Pardede.M, Obay.S dan Entis.S, 1979, *Pengukuran Intensitas Radiasi Matahari dan Lamanya Pancaran Sinar Matahari* , Berita Riset Dirgantara , LAPAN , IV ( 18 ), Penerbit Pusriگان, Bandung.
- Rabek.J.F, 1982, *Experimental Methods in Photochemistry and Photophysics*, First Edition, John Wiley & Sons, New York.

- Rachimoellah.M, 1986, *Aplikasi Fotokimia Dalam Pengolahan Air Limbah*, Laporan Penelitian, Lemlit-ITS. Surabaya.
- Rosana M.Alberichi and Wilson F.Jardim. 1994, *Photocatalytic Degradation of Phenol and Chlorinated Phenols Using Ag-TiO<sub>2</sub> in A Slurry Reactor*, Water Res. Pergamon, Vol.28 hal.1845-1849.
- Slamet Supriyoko. 1999, Studi Adsorpsi 4-klorofenol pada Titanium Dioksida Dalam Lingkungan Sinar Matahari, Skripsi Jurusan Kimia-FMIPA-ITS.
- Sudjana, Prof.Dr, M.A, M.Sc, 1996, *Metoda Statistika*, Edisi ke-6, Penerbit "Tarsito" Bandung.
- Theurich.J, Linder.M and Bahneman D.W, 1996, *Photocatalytic Degradation of 4-Chlorophenol In Aerated Aqueous Titanium Dioxide suspensions : A Kinetic and Mechanistic Study*, Institut Fur Solarenergie Furschung GmbH, Sokelantstrasse 5, 30165 Hannover, Germany Vol.12 hal. 6373.
- Wingrove A.S, et al, 1981, *Organic Chemistry*, Harper and rpw, New York hal. 579-580.
- Yang Wei, Tsong and Chao Wan, Chi, 1991, *Heterogeneous Photocatalytic Oxydation of Phenol with Titanium Dioxide Powder*, Ind.Eng. Chem. Res., Vol.30, hal. 1293-1300.

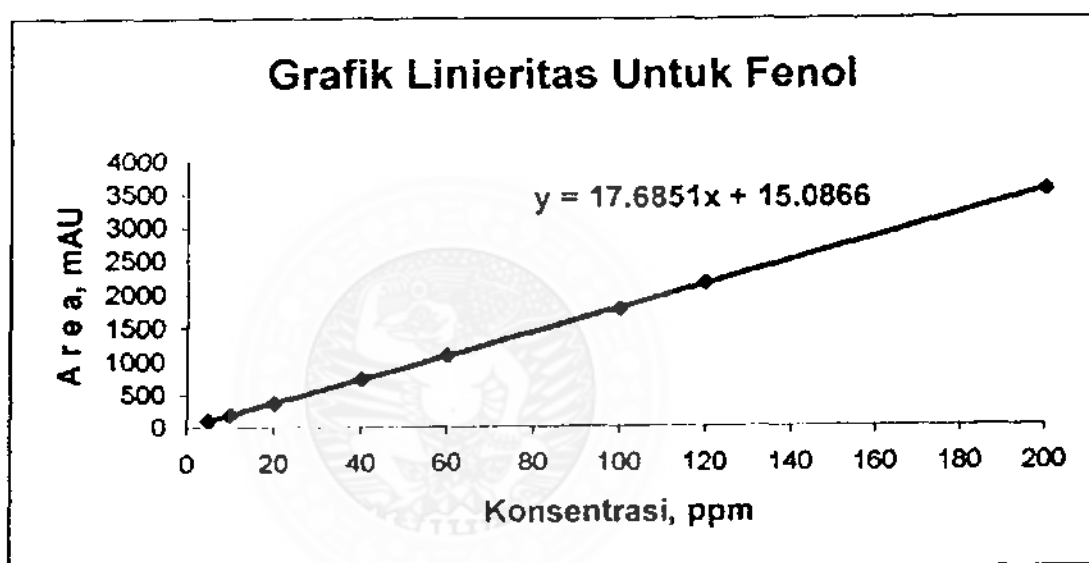




# DAFTAR LAMPIRAN

**LAMPIRAN – 1 : KURVA LINIERITAS UNTUK FENOL**

X (Kons.)	Y (Area)
5	103.5119
10	191.9373
20	358.8494
40	724.4991
60	1085.7091
100	1771.7410
120	2153.7944
200	3545.8623

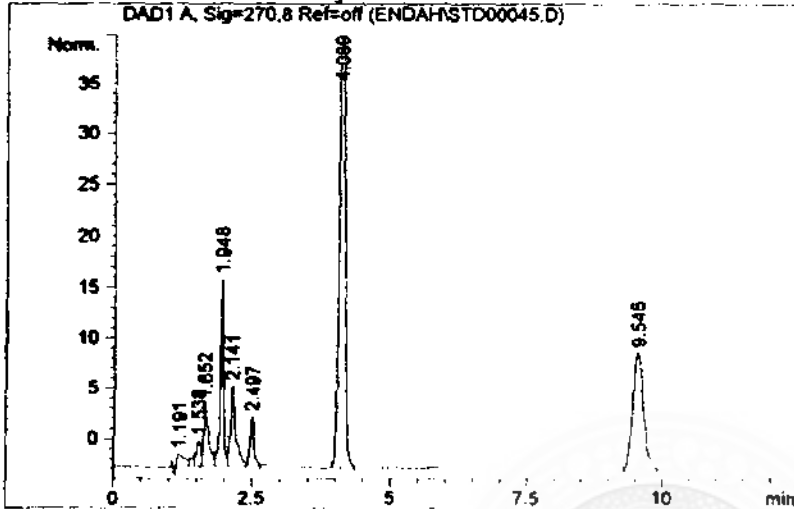


ADLN - Perpustakaan Universitas Airlangga

Fasa mobil Air-Metanol-Acetonitril = 60:30:10 Flow =1ml /menit. Temperatur kolom = 30 C Kolom RP-18,15 cm. Panjang gel.analitik= 270 nm(BW=8nm ), ref= 300nm (BW=16nm). Konsentrasi fenol = 50 ppm ; HQ = 20 ppm ; 4-KF = 20 ppm .

Injection Date : 8/30/01 11:12:17 AM
Sample Name : FENOL Location : Vial 1
Acq. Operator : MUHAMMAD MULJA
Method : C:\HPCHEM\1\METHODS\FENOL.M
Last changed : 8/30/01 10:36:20 AM by MUHAMMAD MULJA (modified after loading)

Method for Phenol Analysis



Area Percent Report

Sorted By : Signal
Multiplier : 1.0000
Dilution : 1.0000

Signal 1: DAD1 A, Sig=270,8 Ref=off

Table with 7 columns: Peak #, RetTime [min], Type, Width [min], Area [mAU\*s], Height [mAU], Area %. It lists 8 peaks with their respective retention times and areas.

Totals : 742.07552 109.96903

Results obtained with enhanced integrator!

\*\*\* End of Report \*\*\*

106a

ADLN - Perpustakaan Universitas Airlangga

Fasa mobil Air-Metanol-Acetonitril = 60:30:10 Flow =1ml

/menit, Temperatur kolom = 30 C

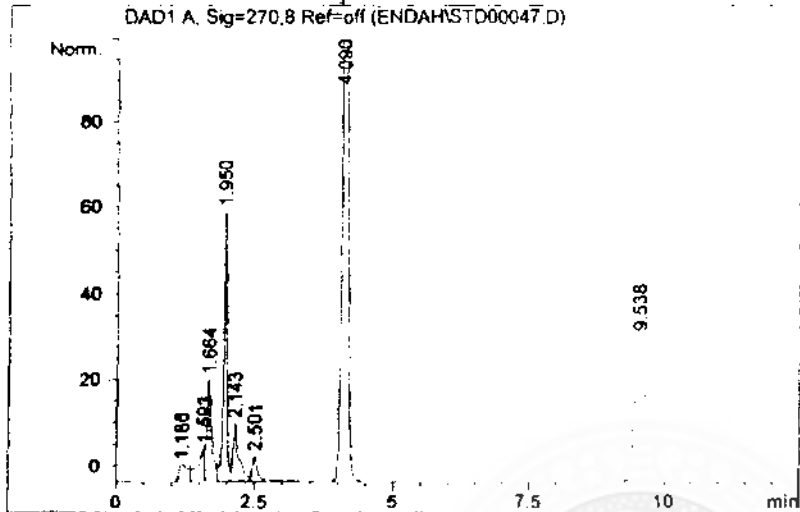
Kolom RP-18,15 cm. Panjang gel.analitik= 270 nm(BW=8nm

), ref= 300nm (BW=16nm).

Konsentrasi fenol = 60 ppm ; HQ = 60 ppm ; 4-KF = 60 ppm .

=====  
Injection Date : 8/30/01 11:56:24 AM  
Sample Name : FENOL Location : Vial 1  
Acq. Operator : MUHAMMAD MULJA  
Method : C:\HPCHEM\1\METHODS\FENOL.M  
Last changed : 8/30/01 11:45:15 AM by MUHAMMAD MULJA  
(modified after loading)

Method for Phenol Analysis



=====  
Area Percent Report  
=====

Sorted By : Signal  
Multiplier : 1.0000  
Dilution : 1.0000

Signal 1: DAD1 A, Sig=270,8 Ref=off

Peak #	RetTime [min]	Type	Width [min]	Area [mAU*s]	Height [mAU]	Area %
1	1.186	VV	0.1623	52.77739	4.72405	2.3434
2	1.593	VV	0.1099	73.33340	8.23382	3.2561
3	1.664	VV	0.0918	161.22562	24.18370	7.1585
4	1.950	VV	0.0636	267.71552	63.01406	11.8868
5	2.143	VB	0.1041	103.37827	13.68467	4.5901
6	2.501	BB	0.0846	35.99888	6.12046	1.5984
7	4.090	BB	0.0977	1085.70911	171.81201	48.2063
8	9.538	BB	0.2100	472.07431	34.41385	20.9605

Totals : 2252.21249 326.18663

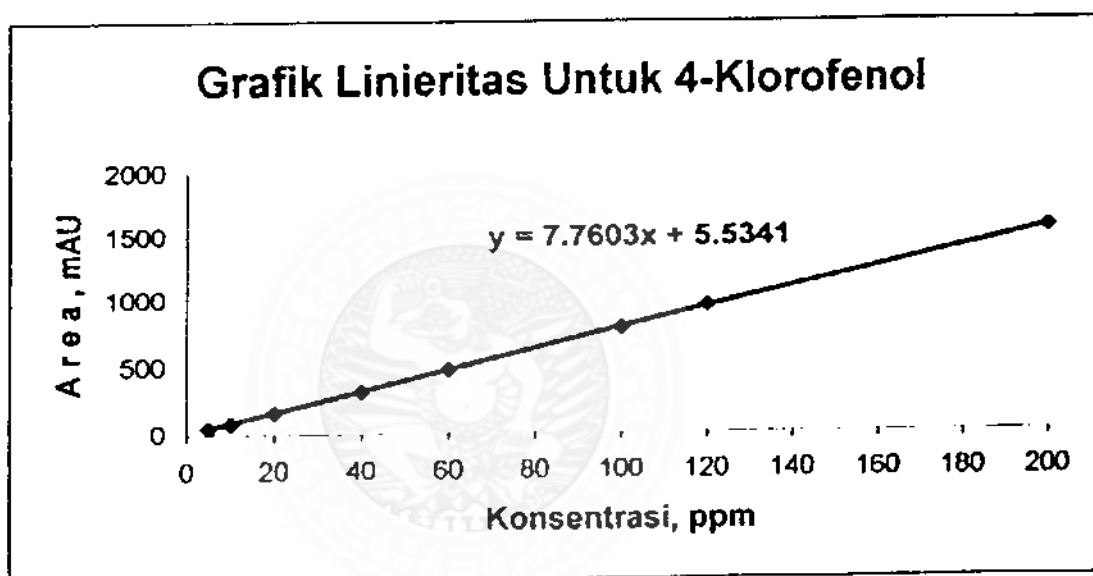
Results obtained with enhanced integrator!

=====  
\*\*\* End of Report \*\*\*

106b

**LAMPIRAN – 2 : KURVA LINIERITAS UNTUK 4-KLOROFENOL**

X (Kons.)	Y (Area)
5	44.3359
10	83.1376
20	161.6574
40	311.5331
60	472.0743
100	778.3150
120	946.0000
200	1554.2100



**LAMPIRAN – 3 : PENGUKURAN KONSENTRASI UNTUK FENOL**

Tabel 3.1 : Konsentrasi fenol yang tersisa (ppm) terhadap waktu pada berbagai konsentrasi awal.

Waktu (men)	Konsentrasi awal (ppm)				
	25	50	75	100	125
0	-	50.000	75.000	100.000	125.000
60	-	29.695	65.659	66.777	69.964
120	-	12.207	54.889	36.827	50.522
180	-	5.689	45.644	18.930	24.349
240	-	1.394	36.466	6.988	14.341

Keterangan : - = tidak menunjukkan adanya peak (puncak) kromatogram pada HPLC.

Tabel 3.2 : Konsentrasi fenol yang tersisa (ppm) terhadap waktu pada berbagai pH dengan konsentrasi awal tetap = 50 ppm

Waktu (menit)	pH ( Konsentrasi awal 50 ppm )		
	5,0	7,0	9,0
0	50,000	-	-
60	44,249	-	-
120	38,779	-	-
180	28,286	-	-
240	23,206	-	-

Keterangan: - = tak menunjukkan adanya peak (puncak) kromatogram pada HPLC, sehingga konsentrasi tidak bisa ditentukan.

**LAMPIRAN 4 : PENGUKURAN KONSENTRASI UNTUK 4-KLORO  
FENOL (p-KLOROFENOL)**

Tabel 4.1 : Konsentrasi 4-klorofenol yang tersisa (ppm) terhadap waktu pada berbagai konsentrasi awal

Waktu (men)	Konsentrasi awal (ppm)				
	25	50	75	100	125
0	25,000	50,000	75,000	100,000	125,000
60	11,543	29,269	52,458	66,843	86,716
120	6,870	18,427	48,752	48,752	80,768
180	4,167	14,877	33,323	30,508	77,286
240	3,122	12,727	30,984	21,245	72,579



Tabel 4.2 : Konsentrasi 4-klorofenol yang tersisa (ppm) terhadap waktu pada berbagai pH dengan konsentrasi awal tetap = 50 ppm

Waktu (menit)	PH ( Konsentrasi awal = 50 ppm )		
	5,00	7,00	9,00
0	50,000	50,000	50,000
60	45,911	44,566	46,456
120	32,289	27,959	24,972
180	26,161	18,911	12,572
240	21,324	11,355	3,656



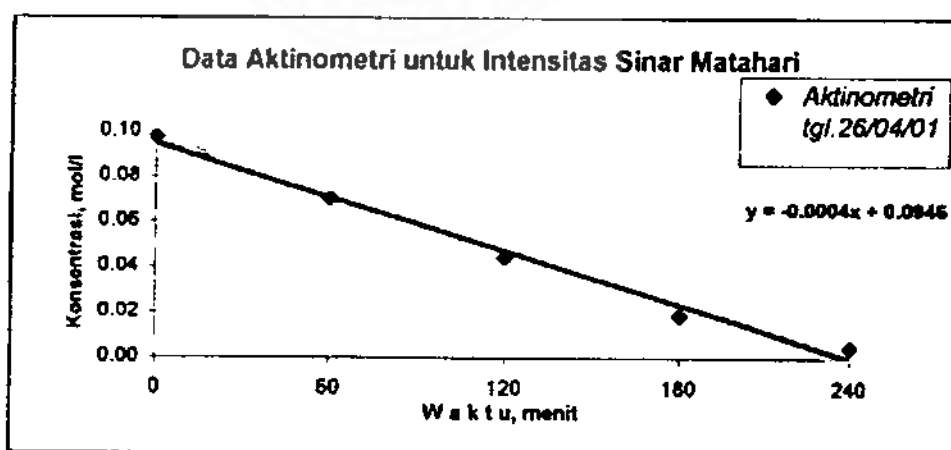
**LAMPIRAN – 5 : AKTINOMETRI**

Tabel 5-1 : Data aktinometri pada tgl.26 April 2001 ( Pk.10.00 – 14.00 )

X ( t, menit )	Y ( Kons. Oksalat, M )
0	0,0976
60	0,0703
120	0,0443
180	0,0186
240	0,0047

X (Waktu)	Y(Kons.)
0	0.0976
60	0.0703
120	0.0443
180	0.0186
240	0.0047

$$r_v = 4 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{liter. menit}}$$

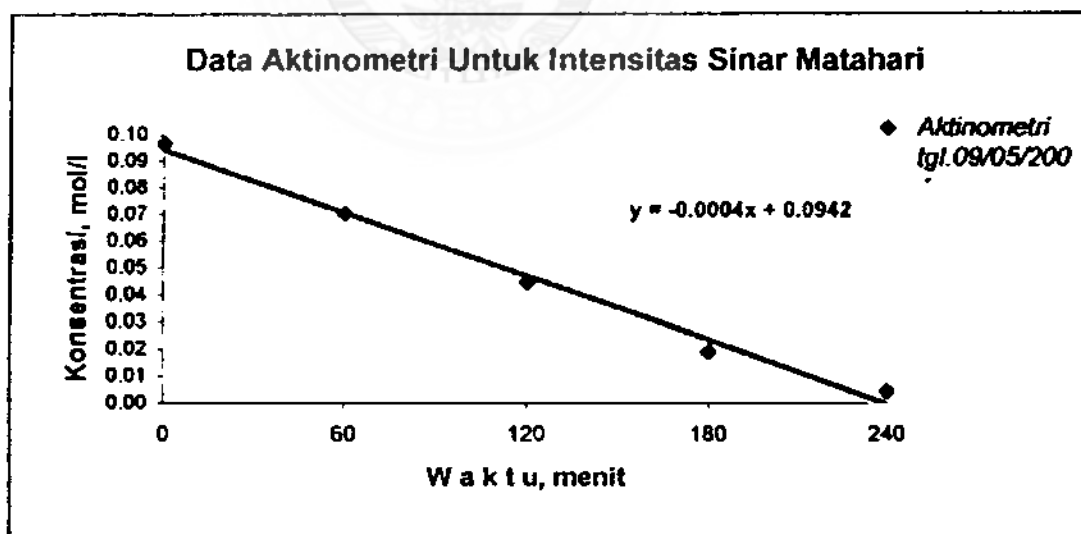


Tabel 5-2 : Data aktinometri pada tgl.09 Mei 2001 ( Pk.10.00 – 14.00 )

X ( t, menit )	Y ( Kons. Oksalat, M )
0	0,0967
60	0,0703
120	0,0447
180	0,0187
240	0,0043

X (Waktu)	Y (Kons.)
0	0.0967
60	0.0703
120	0.0447
180	0.0187
240	0.0043

$$r_v = 4 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{liter.menit}}$$

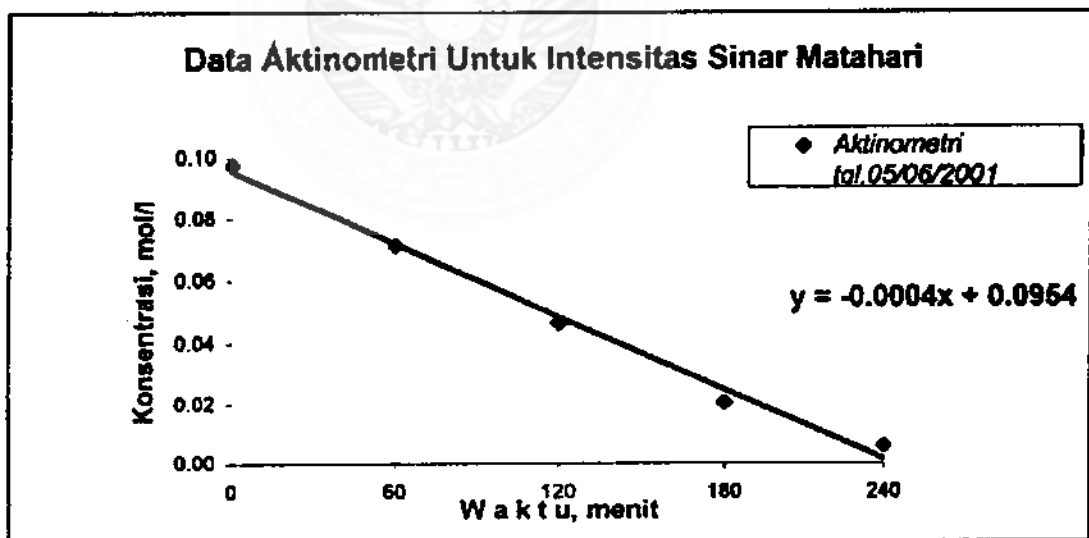


Tabel 5-3 : Data aktinometri pada tgl. 05 Juni 2001 ( Pk.10.00 – 14.00 )

X ( t, menit )	Y ( Kons. Oksalat, M )
0	0,0977
60	0,0715
120	0,0465
180	0,0205
240	0,0057

X (Waktu)	Y (Kons.)
0	0.0977
60	0.0715
120	0.0465
180	0.0205
240	0.0057

$$r_v = 4 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{liter.menit}}$$

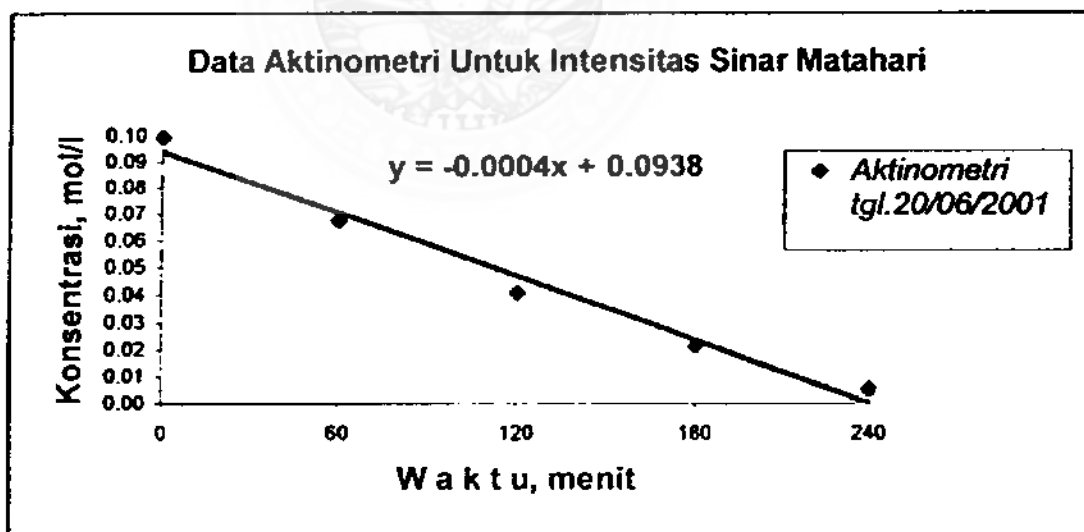


Tabel 5-4 : Data aktinometri pada tgl. 20 J u n i 2001 ( Pk.10.00 – 14.00 )

X ( t, menit )	Y ( Kons. Oksalat, M )
0	0,0964
60	0,0606
120	0,0408
180	0,0210
240	0,0053

X (Waktu)	Y (Kons.)
0	0.0994
60	0.0676
120	0.0408
180	0.0212
240	0.0053

$$r_v = 4 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{liter} \cdot \text{menit}}$$

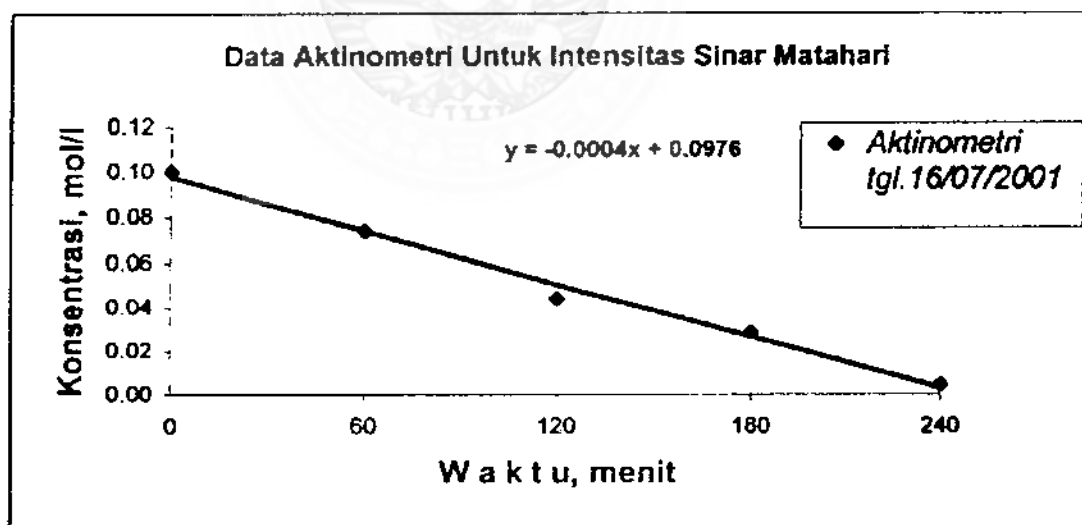


Tabel 5-5 : Data aktinometri pada tgl. 16 Juli 2001 ( Pk.10.00 – 14.00 )

X ( t, menit )	Y ( Kons. Oksalat, M )
0	0,1002
60	0,0738
120	0,0442
180	0,0284
240	0,0044

X (Waktu)	Y (Kons.)
0	0.1002
60	0.0738
120	0.0442
180	0.0284
240	0.0044

$$r_v = 4 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{liter.menit}}$$



**LAMPIRAN-6 : DATA PERHITUNGAN PENGUJIAN PERBEDAAN**  
**UNTUK FENOL DAN 4-KLOROFENOL**

Lampiran 6.1 : Pengujian untuk perbedaan konstante kecepatan reaksi, k dengan variasi konsentrasi awal

Konsentrasi awal (ppm)	Harga konstante kec. reaksi, k		$\Delta$ (selisih harga k)
	Fenol	4-klorofenol	
25	tt	0.002991	-
50	0.036	0.000413	0,035587
75	0,0879	0,000150	0,08775
100	0,0517	0,000306	0,051394
125	0,0291	$1,683 \times 10^{-12}$	x

Keterangan :

- = tidak dapat dihitung karena datanya kurang.

x = tidak dapat dihitung karena datanya sangat menyimpang.

$$\bar{\Delta} = 0,0582438$$

Dengan memisalkan  $\Delta$  berdistribusi normal, maka kita akan menguji :

$H_0 : \Delta = 0$ , berarti tidak ada perbedaan kecepatan reaksi 4-klorofenol terhadap fenol dengan variasi konsentrasi awal.

$H_1 : \Delta \neq 0$ , berarti ada perbedaan kecepatan reaksi 4-klorofenol terhadap fenol.

$\Delta_i$	$\Delta_i - \bar{\Delta}$	$(\Delta_i - \bar{\Delta})^2$
0,035587	- 0,0226568	0,0005133
0,08775	0,0295062	0,0008706
0,051394	- 0,0068498	0,0000469

$$\sum (\Delta_i - \bar{\Delta})^2 = 0,0014308$$

Dari perhitungan didapat harga simpangan baku,  $\sigma = 0,0007154$ .

Dengan mempergunakan rumusan t dibawah ini kemudian dihitung harga t sebagai berikut:

$$t = \frac{\bar{\Delta} - \Delta_0}{\sigma / \sqrt{n}}$$

Dengan harga  $\Delta_0 = 0$  dan  $n = 3$  maka akan diperoleh harga  $t = 57,5686$  dan dari daftar distribusi t dengan dk =  $n - 1 = 2$  untuk uji dua pihak dengan  $\alpha = 0,05$  memberikan harga  $t_{0,475} = 4,30$ . Terima  $H_0$  jika t hitung terletak antara  $- 4,30$  dan  $4,30$  dan dalam hal lainnya  $H_0$  ditolak.

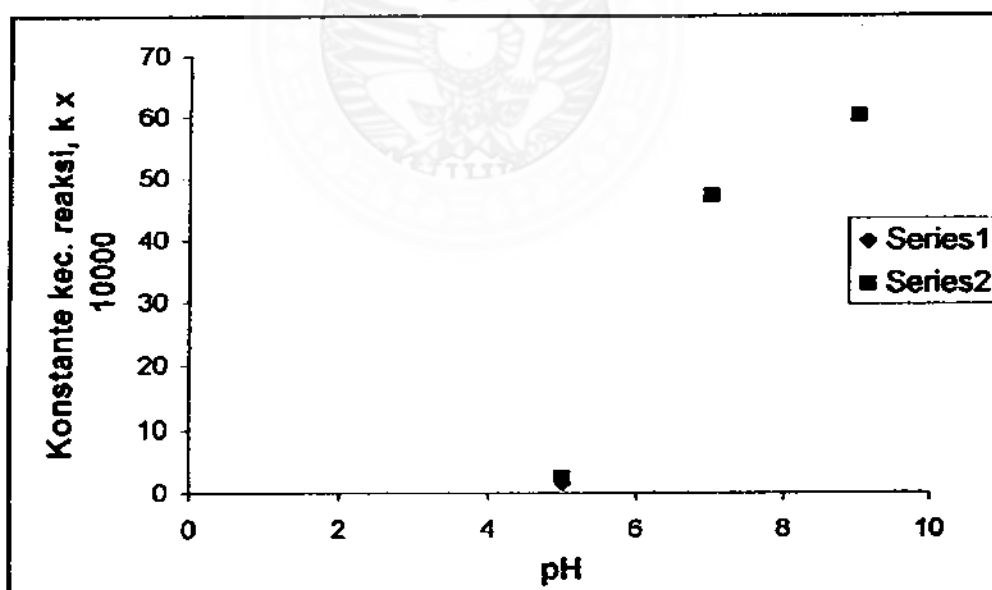
Dari perhitungan didapat  $t = 57,5686$  dan ini jelas **tidak terletak** dalam daerah penerimaan  $H_0$ . Jadi  **$H_0$  ditolak**. Dengan demikian berarti bahwa ada perbedaan kecepatan reaksi antara fenol terhadap 4-klorofenol dengan variasi konsentrasi.



Lampiran 6.2 : Pengujian untuk perbedaan konstante kecepatan reaksi,  $k$  dengan variasi pH.

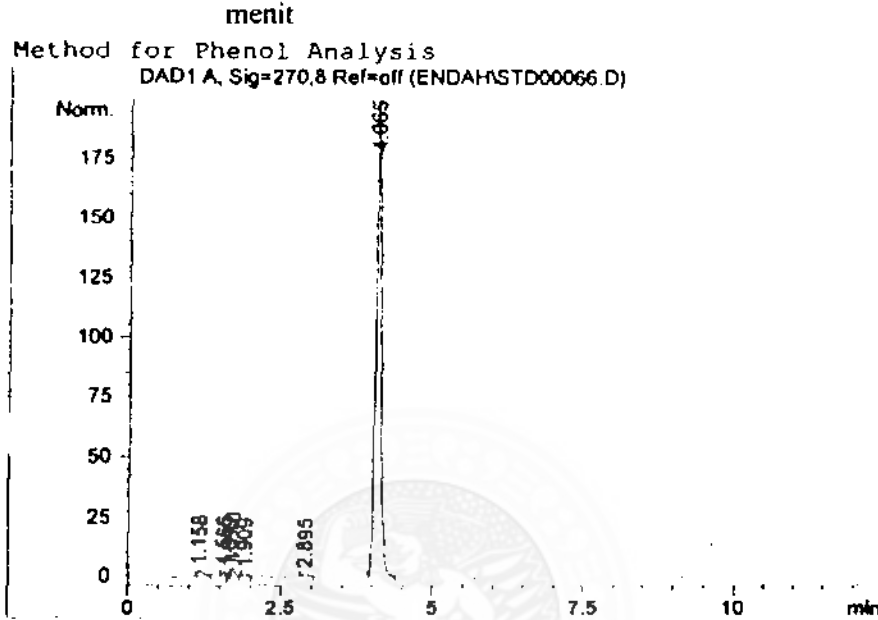
pH	Harga konstante kec. reaksi, $k$	
	Fenol	4-klorofenol
5,00	0,000149	0,000250
7,00	tt	0,047000
9,00	tt	0,060000

Dari data pada tabel diatas dapat digambarkan grafik hubungan pH dengan  $k$  sebagai berikut :



**LAMPIRAN -7 : HASIL ANALISIS PADA HPLC DENGAN VARIASI  
KONSENTRASI DAN VARIASI pH UNTUK FENOL  
DAN 4-KLOROFENOL**

Lampiran7-1 : Hasil analisis fenol pada konsentrasi 50 ppm, waktu = 60



-----  
Area Percent Report  
-----

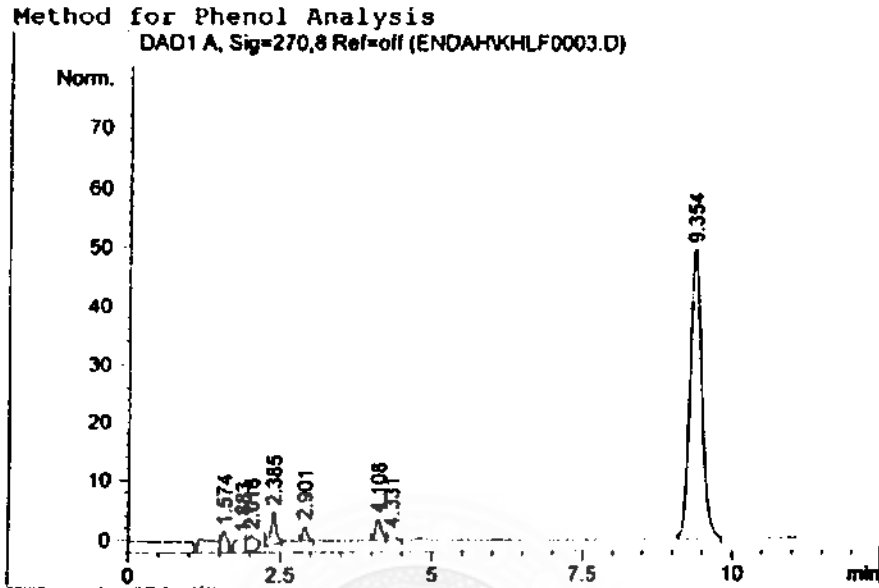
Sorted By : Signal  
Multiplier : 1.0000  
Dilution : 1.0000

Signal 1: DAD1 A, Sig=270,8 Ref=off

Peak #	RetTime [min]	Type	Width [min]	Area [mAU*s]	Height [mAU]	Area %
1	1.158	VB	0.0881	17.71811	2.78915	1.3467
2	1.566	BP	0.0477	8.74146	2.86013	0.6644
3	1.649	VV	0.0370	5.23866	2.26780	0.3982
4	1.710	VB	0.0598	17.60832	4.29960	1.3384
5	1.909	BB	0.0721	7.18077	1.44180	0.5458
6	2.895	PB	0.0784	6.75858	1.30443	0.5137
7	4.065	BB	0.0949	1252.40405	200.29384	95.1928

Totals : 1315.64997 215.25674

Lampiran 7-2 : Hasil analisis 4-klorofenol pada konsentrasi 125 ppm, waktu = 60 menit



Area Percent Report

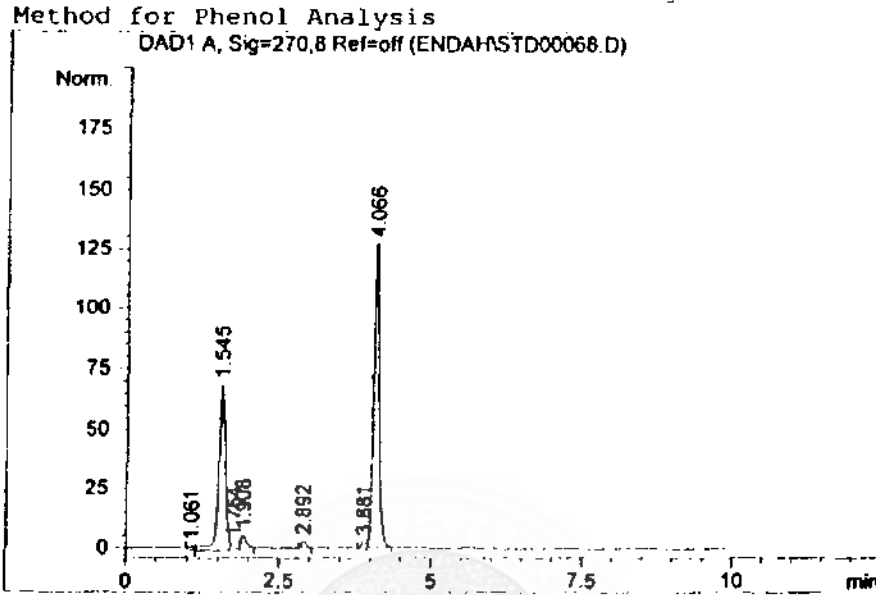
Sorted By : Signal  
Multiplier : 1.0000  
Dilution : 1.0000

Signal 1: DAD1 A, Sig=270,8 Ref=off

Peak #	RetTime [min]	Type	Width [min]	Area [mAU*s]	Height [mAU]	Area %
1	1.574	BP	0.0947	26.93609	3.89362	3.2042
2	1.883	VV	0.1615	31.09706	2.39511	3.6992
3	2.018	VB	0.1311	25.88466	2.62403	3.0791
4	2.385	BB	0.0921	35.57500	5.45179	4.2318
5	2.901	BB	0.0743	11.43285	2.36832	1.3600
6	4.108	BV	0.1048	23.45909	3.47499	2.7906
7	4.331	VB	0.1107	7.78406	1.04752	0.9260
8	9.354	BB	0.2091	678.48059	49.73715	80.7091

Totals : 840.64941 70.99253

Lampiran7-3 : Hasil analisis fenol pada konsentrasi 50 ppm, waktu = 60  
 menit : pH 5,0 ; 7,0 dan 9,00



-----  
 Area Percent Report  
 -----

Sorted By : Signal  
 Multiplier : 1.0000  
 Dilution : 1.0000

Signal 1: DAD1 A, Sig=270,8 Ref=off

Peak #	RetTime [min]	Type	Width [min]	Area [mAU*s]	Height [mAU]	Area %
1	1.061	BP	0.0836	9.23532	1.69453	0.6428
2	1.545	VV	0.1151	544.01312	69.63789	37.8658
3	1.754	VV	0.1269	23.28977	2.74870	1.6211
4	1.908	VB	0.0812	33.28022	5.77942	2.3165
5	2.892	PB	0.0726	14.99283	3.08942	1.0436
6	3.881	PV	0.0803	14.24407	2.75692	0.9915
7	4.066	VB	0.0947	797.63367	128.05499	55.5189

Totals : 1436.68900 213.76187

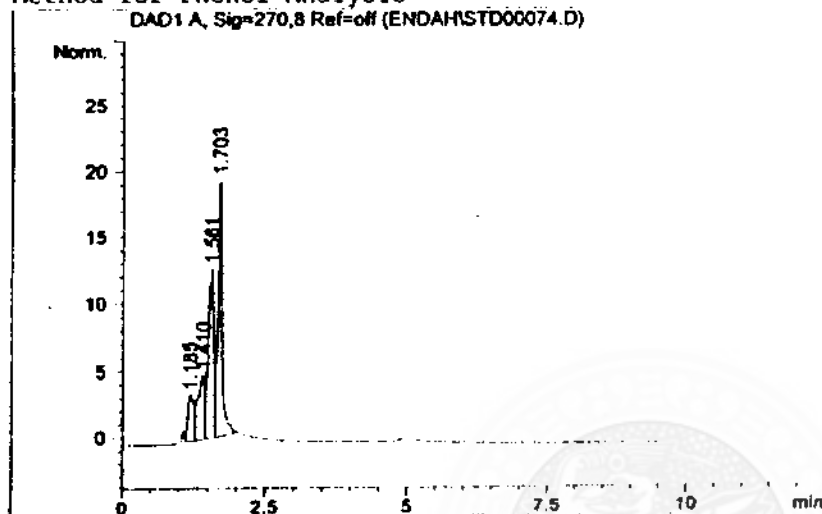
ADLN - Perpustakaan Universitas Airlangga

Fasa mobil Air-Metanol-Acetonitril = 60:30:10 Flow =1ml  
 /menit. Temperatur kolom = 30 C  
 Kolom RP-18,15 cm. Panjang gel.analitik= 270 nm(BW=8nm  
 ), ref= 300nm (BW=16nm).  
 Konsentrasi fenol = 50 ppm ; (pH = 7,00) .

-----  
 Injection Date : 9/6/01 2:33:44 PM  
 Sample Name : FENOL Location : Vial 1  
 Acq. Operator : MUHAMMAD MULJA  
 Acq. Method : C:\HPCHEM\1\METHODS\FENOL.M  
 Last changed : 9/6/01 2:32:02 PM by MUHAMMAD MULJA  
 (modified after loading)  
 Analysis Method : C:\HPCHEM\1\METHODS\FENOL.M  
 Last changed : 9/6/01 2:44:15 PM by MUHAMMAD MULJA  
 (modified after loading)

## Method for Phenol Analysis

DAD1 A, Sig=270,8 Ref=off (ENDAHSTD00074.D)

-----  
Area Percent Report  
-----

Sorted By : Signal  
 Multiplier : 1.0000  
 Dilution : 1.0000

Signal 1: DAD1 A, Sig=270,8 Ref=off

Peak #	RetTime [min]	Type	Width [min]	Area [mAU*s]	Height [mAU]	Area %
1	1.185	VV	0.1086	24.81252	3.50575	10.0141
2	1.410	VV	0.1213	41.02915	4.82065	16.5590
3	1.561	VV	0.0920	84.28897	12.60598	34.0183
4	1.703	VB	0.0712	97.64442	19.25894	39.4085

Totals : 247.77507 40.19132

Results obtained with enhanced integrator!

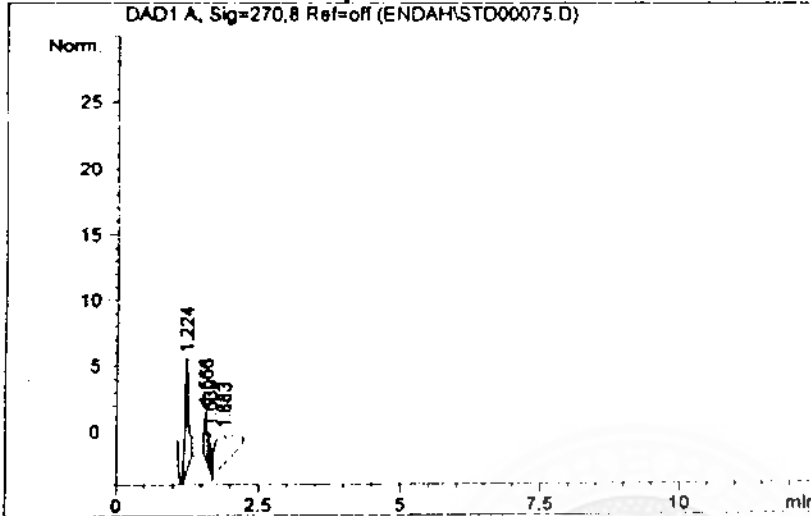
\*\*\* End of Report \*\*\*

122a

ADLN - Perpustakaan Universitas Airlangga  
 Fasa mobil Air-Metanol-Acetonitril = 60:30:10 Flow = 1ml /menit. Temperatur kolom = 30 C  
 Kolom RP-18,15 cm. Panjang gel.analitik= 270 nm(BW=8nm), ref= 300nm (BW=16nm).  
 Konsentrasi fenol = 50 ppm ; X 3-1. (pH = 9,00) t = 60 men.

-----  
 Injection Date : 9/6/01 2:45:42 PM  
 Sample Name : FENOL Location : Vial 1  
 Acq. Operator : MUHAMMAD MULJA  
 Method : C:\HPCHEM\1\METHODS\FENOL.M  
 Last changed : 9/6/01 2:44:15 PM by MUHAMMAD MULJA  
 (modified after loading)

Method for Phenol Analysis



-----  
 Area Percent Report  
 -----

Sorted By : Signal  
 Multiplier : 1.0000  
 Dilution : 1.0000

Signal 1: DAD1 A, Sig=270,8 Ref=off

Peak #	RetTime [min]	Type	Width [min]	Area [mAU*s]	Height [mAU]	Area %
1	1.224	PB	0.0628	37.43724	8.94221	34.3190
2	1.566	BV	0.0468	11.51059	3.64866	10.5518
3	1.639	VP	0.0391	7.17771	2.88132	6.5799
4	1.883	VB	0.2823	52.96063	2.26891	48.5494

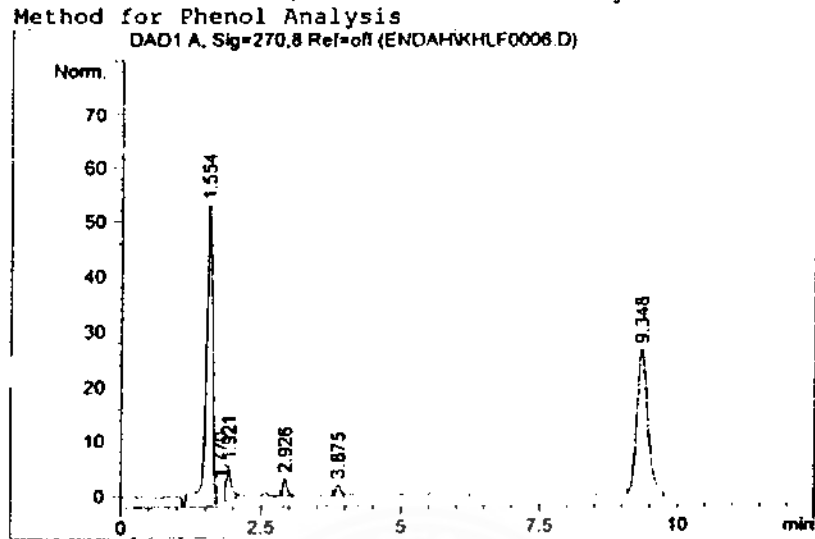
Totals : 109.08618 17.74110

Results obtained with enhanced integrator!

\*\*\* End of Report \*\*\*

122b

Lampiran 7-4 : Hasil analisis 4-klorofenol pada konsentrasi 50 ppm, waktu = 60 menit ; pH 5,0 : 7,0 dan 9,0.



Area Percent Report

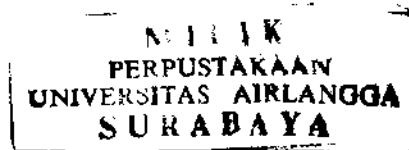
Sorted By : Signal  
Multiplier : 1.0000  
Dilution : 1.0000

Signal 1: DAD1 A, Sig=270,8 Ref=off

Peak #	RetTime [min]	Type	Width [min]	Area [mAU*s]	Height [mAU]	Area %
1	1.554	PV	0.1206	465.48233	55.07399	50.4802
2	1.770	VV	0.1356	31.03630	3.42735	3.3658
3	1.921	VB	0.0835	36.47352	6.12601	3.9554
4	2.926	PB	0.0746	15.27135	3.14946	1.6561
5	3.875	PV	0.0865	11.55821	2.02800	1.2535
6	9.348	BB	0.2067	362.28674	26.63742	39.2890

Totals : 922.10845 96.44223

Results obtained with enhanced integrator!



ADLN - Perpustakaan Universitas Airlangga

Fasa mobil Air-Metanol-Acetonitril = 60:30:10 Flow =1ml

/menit. Temperatur kolom = 30 C

Kolom RP-18,15 cm. Panjang gel.analitik= 270 nm(BW=8nm

), ref= 300nm (BW=16nm).

Konsentrasi Paraklorofenol = .50 ppm pH = 9,00

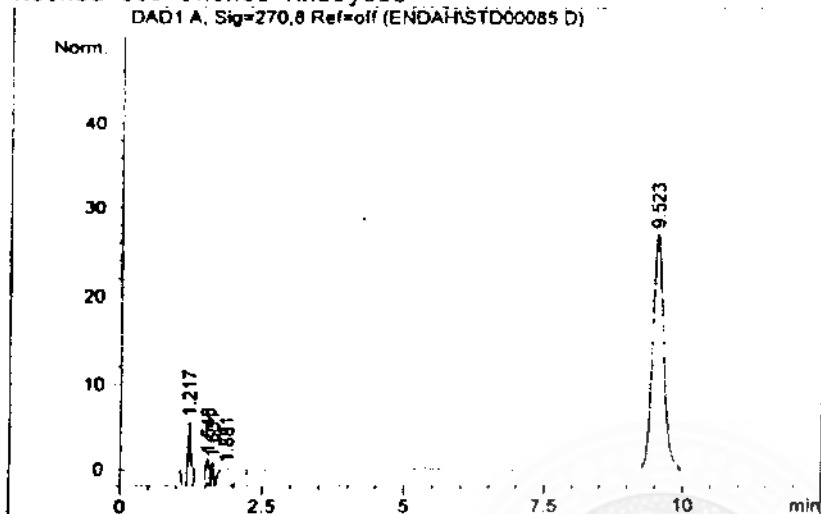
```

=====
Injection Date : 9/11/01 10:06:51 AM
Sample Name    : FENOL                      Location : Vial 1
Acq. Operator  : MUHAMMAD MULJA
Method         : C:\HPCHEM\1\METHODS\FENOL.M
Last changed   : 9/11/01 9:49:36 AM by MUHAMMAD MULJA
                (modified after loading)

```

Method for Phenol Analysis

DAD1 A, Sig=270,8 Ref=off (ENDAH\STD00085.D)



Area Percent Report

```

Sorted By      : Signal
Multiplier     : 1.0000
Dilution       : 1.0000

```

Signal 1: DAD1 A, Sig=270,8 Ref=off

Peak #	RetTime [min]	Type	Width [min]	Area [mAU*s]	Height [mAU]	Area %
1	1.217	PB	0.0603	35.44683	8.55515	7.1852
2	1.548	BV	0.0594	12.51769	3.08163	2.5374
3	1.631	VP	0.0510	12.12776	3.62997	2.4583
4	1.881	VB	0.2842	61.73993	2.62710	12.5149
5	9.523	BB	0.2107	371.49881	26.97075	75.3042

Totals : 493.33103 44.86460

Results obtained with enhanced integrator!

\*\*\* End of Report \*\*\* 123a



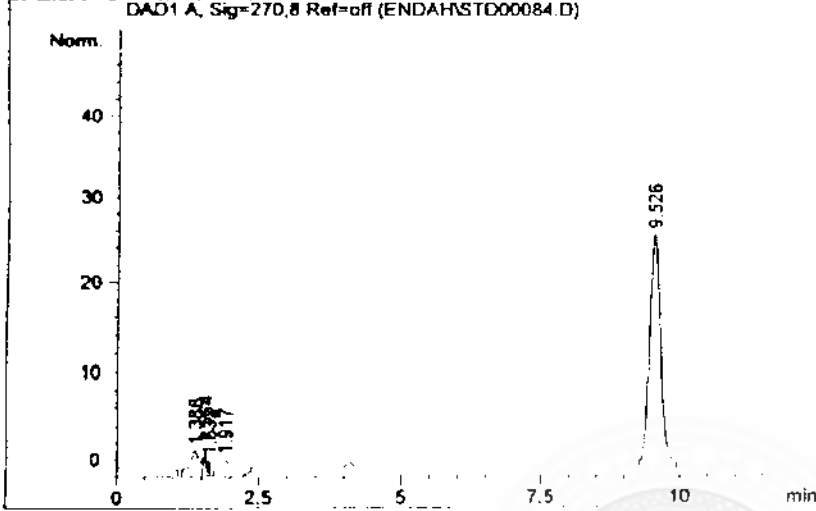
ADLN - Perpustakaan Universitas Airlangga

Fasa mobil Air-Metanol-Acetonitril = 60:30:10 Flow =1ml /menit. Temperatur kolom = 30 C  
 Kolom RP-18,15 cm. Panjang gel.analitik= 270 nm (BW=8nm), ref= 300nm (BW=16nm).  
 Konsentrasi Paraklorofenol = .50 ppm pH = 7.00

-----  
 Injection Date : 9/11/01 9:50:45 AM  
 Sample Name : FENOL Location : Vial 1  
 Acq. Operator : MUHAMMAD MULJA  
 Method : C:\HPCHEM\1\METHODS\FENOL.M  
 Last changed : 9/11/01 9:49:36 AM by MUHAMMAD MULJA  
 (modified after loading)

Method for Phenol Analysis

DAD1 A, Sig=270,8 Ref=off (ENDAHSTD00084.D)



-----  
 Area Percent Report  
 -----

Sorted By : Signal  
 Multiplier : 1.0000  
 Dilution : 1.0000

Signal 1: DAD1 A, Sig=270,8 Ref=off

Peak #	RetTime [min]	Type	Width [min]	Area [mAU*s]	Height [mAU]	Area %
1	1.388	PV	0.1970	70.48189	4.69836	12.8845
2	1.564	VV	0.0555	21.16073	5.42514	3.8683
3	1.632	VP	0.0436	11.72828	4.07089	2.1440
4	1.917	VB	0.2952	79.04871	3.30250	14.4505
5	9.526	BB	0.2110	364.61038	26.42280	66.6527

Totals : 547.02999 43.91978

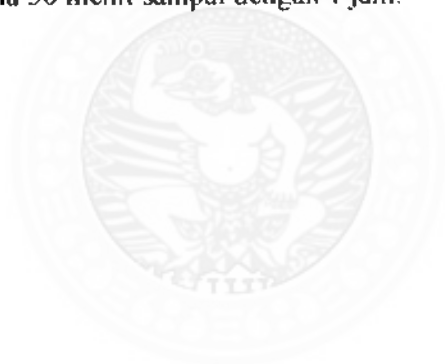
Results obtained with enhanced integrator!

-----  
 \*\*\* End of Report \*\*\* 123b

### **LAMPIRAN- 8 : PROSEDUR PENGUKURAN KONSENTRASI**

Dalam melakukan penelitian ini pengukuran konsentrasi fenol dan 4-klorofenol dilakukan dengan menggunakan HPLC.

Adapun caranya adalah sebagai berikut : Larutan fenol dan 4-klorofenol yang tersisa dari hasil reaksi peruraian maupun yang akan dipakai untuk membuat kurva linieritas akan ditentukan konsentrasinya harus disaring terlebih dulu menggunakan filter Whatmann 0,2  $\mu\text{m}$ , kemudian baru siap untuk diinjeksikan sebanyak 20  $\mu\text{l}$  ke dalam kolom. Sebelum digunakan kolom dicuci terlebih dulu menggunakan methanol pro HPLC selama 30 menit sampai dengan 1 jam.

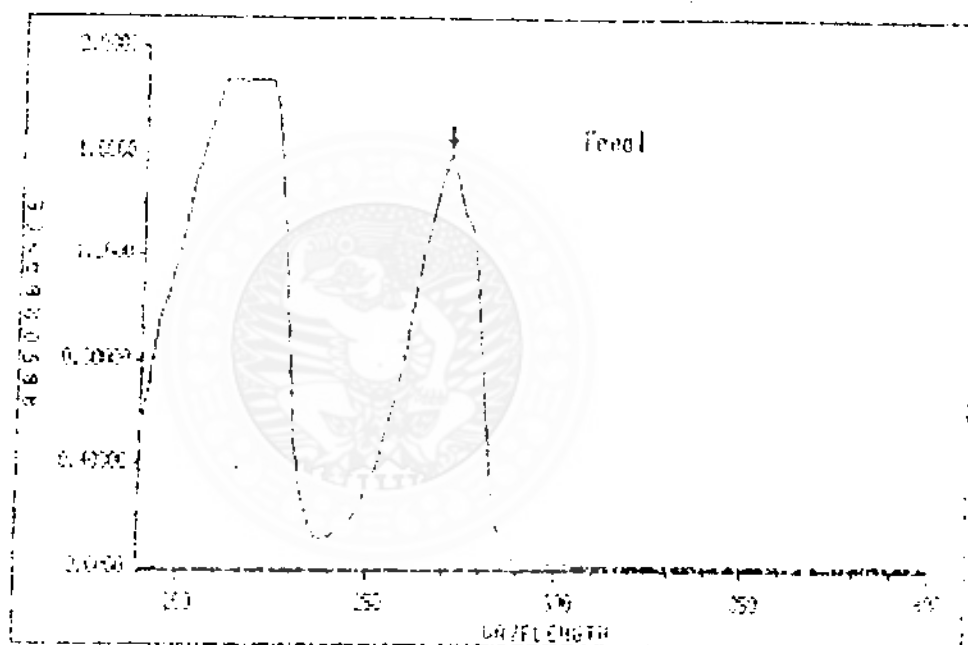


**LAMPIRAN-9 : PENGUKURAN  $\lambda$  UNTUK FENOL, 4-KLORO  
FENOL DAN HIDROKINON MENGGUNAKAN  
SPEKTROFOTOMETER.**

Lampiran 9-1 : Pengukuran  $\lambda$  untuk fenol

---> Overlaid Spectra <---

Reg	File Name	Sample Name
A		Blank Scan
B		

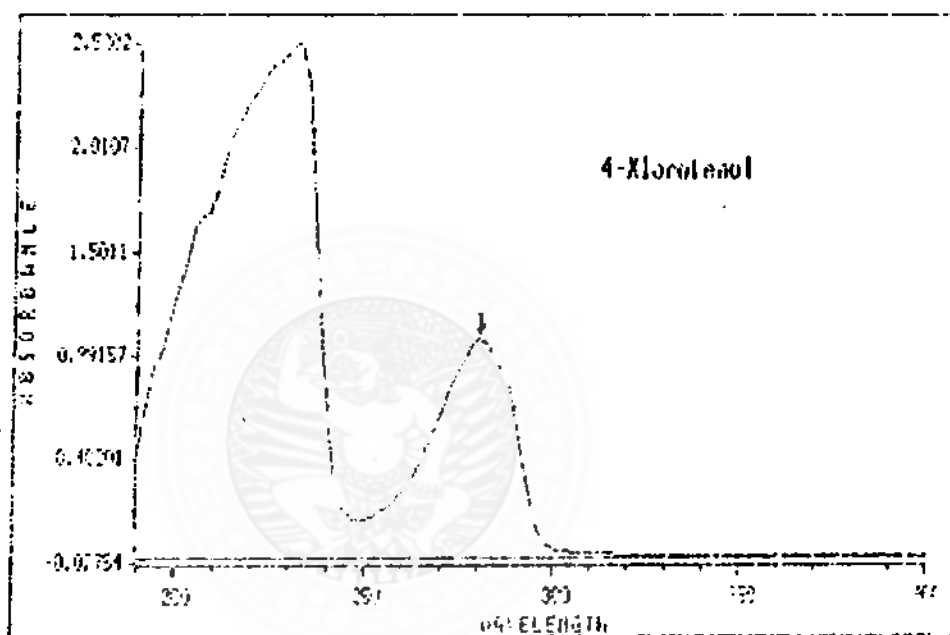


Marked Wavelengths  
Reg B: L 270 = 1.5950

Lampiran 9-2 : Pengukuran  $\lambda$  untuk 4-klorofenol.

---> Overlaid Spectra <---

Reg	File Name	Sample Name
A		Blank Scan
B		



Marked Wavelengths  
 Reg B: L 280 = 1.0806

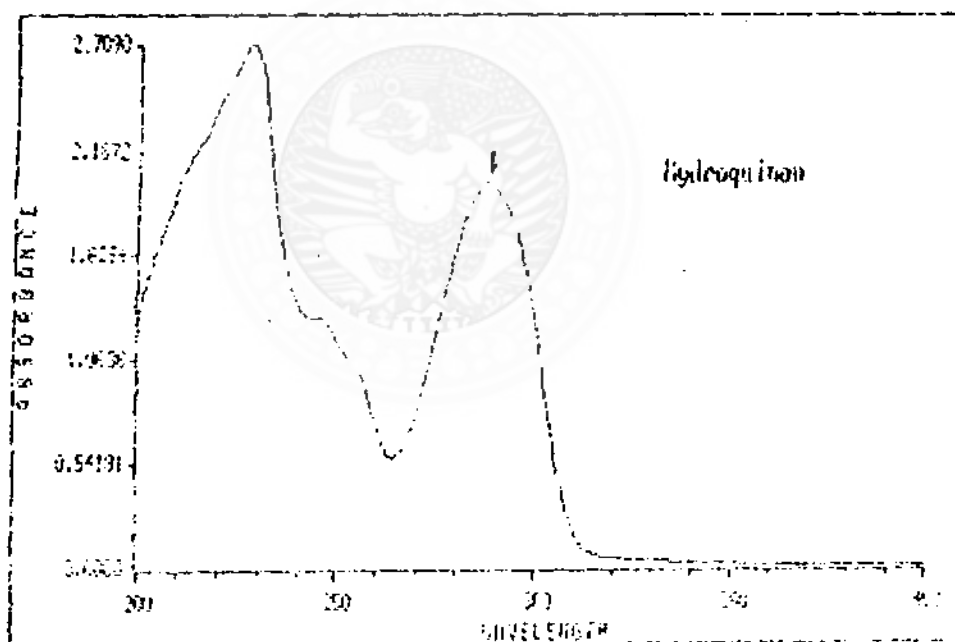
Lampiran 9-3 : Pengukuran  $\lambda$  untuk hidrokinon.

---> WAVELENGTH SCAN REPORT --->

File Name :  
Sample Name :  
Solvent Name :  
Concentration : 1.0000  
Units :

Register: A

Function : Absorbance  
Wavelength Range : 190 to 320 nm  
Integration Time : 1 s  
Std Deviation : OIP



Marked Wavelengths  
Reg A: L 208 = 2.0357