



YAYASAN PENDIDIKAN DAYANG SUMBI
INSTITUT TEKNOLOGI NASIONAL

FAKULTAS TEKNIK SIPIL DAN PERENCANAAN
PROGRAM STUDI TEKNIK LINGKUNGAN

Jl. PHH. Mustafa No. 23 Bandung Indonesia. Phone +62 22 7272215; Fax +62 22 7202892
www.itenas.ac.id

SURAT KETERANGAN

Yang bertandatangan dibawah ini Ketua Program Studi Teknik Lingkungan Fakultas Teknik Sipil dan Perencanaan ITENAS, menerangkan bahwa :

Dr. Ir. Rachmawati Sugihhartati Djembarmanah, M.Env.Stud

Adalah **Pembuat Modul Praktikum Kimia Dasar** Prodi Teknik Lingkungan Periode Semester Ganjil Tahun Ajaran 2019/2020.

Demikian surat keterangan ini kami buat untuk digunakan sebagaimana mestinya.

Bandung, 1 Agustus 2019
Ketua Program Studi Teknik Lingkungan

Prof. Dr. Etih Hartati, M.T.

LEMBAR PENGESAHAN

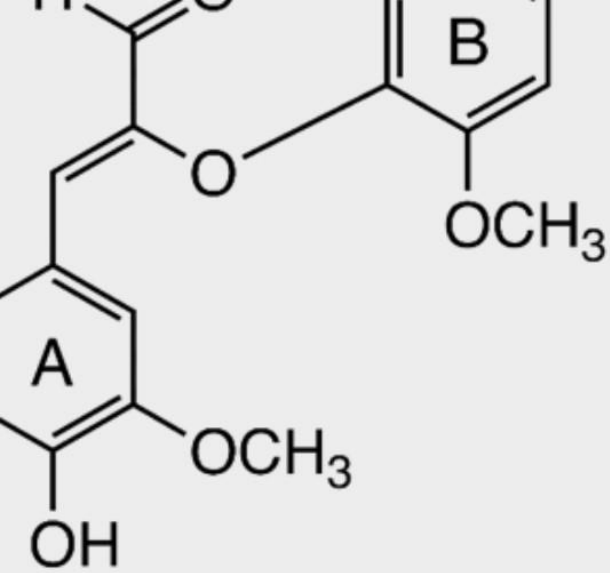
**MODUL PRAKTIKUM
KIMIA DASAR**

Mengetahui
Ketua Program Studi
Teknik Lingkungan



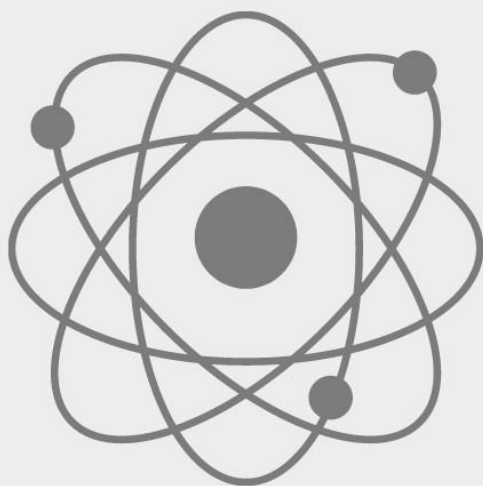
The logo of the Environmental Engineering Program (TEKNIK LINGKUNGAN) is partially obscured by a handwritten signature in blue ink. The signature is written in a cursive style and appears to read 'Etih Hartati'.

Prof. Dr. Etih Hartati, M.T.



MODUL PRAKTIKUM

KIMIA DASAR



LABORATORIUM TEKNIK
LINGKUNGAN ITENAS

TAHUN AJARAN 2019/2020



DAFTAR ISI

DAFTAR ISI.....	i
PERCOBAAN 1 PEMISAHAN DAN PEMURNIAN.....	1
PERCOBAAN 2 REAKSI-REAKSI KIMIA DAN TITRASI ASAM BASA	5
PERCOBAAN 3 STOIKIOMETRI DAN KOLOID.....	11
PERCOBAAN 4 REAKSI REDOKS DAN SEL ELEKTROKIMIA	20
PERCOBAAN 5 KINETIKA KIMIA.....	28
PERCOBAAN 6 SPEKTROFOTOMETRI	43

PERCOBAAN 1

PEMISAHAN DAN PEMURNIAN

Tujuan percobaan :

- Mempelajari teknik cara pemisahan dan pemurnian satu atau beberapa zat dari campuran zat.

1.1 TEORI

Kebanyakan materi yang terdapat di alam ini tidak murni, tetapi berupa campuran dari berbagai komponen. Untuk memperoleh materi murni dari suatu campuran, kita harus melakukan pemisahan. Berbagai teknik pemisahan dapat diterapkan untuk memisahkan campuran. Cara atau teknik pemisahan campuran bergantung pada jenis, wujud, dan sifat komponen yang terkandung didalamnya. Beberapa metode yang digunakan untuk pemisahan dan pemurnian yaitu destilasi, rekristalisasi, ekstraksi, sentrifugasi, evaporasi dan sublimasi.

Destilasi

Proses yang terjadi pada destilasi ialah perubahan fasa cair menjadi fasa uap atau gas dengan pendidihan kemudian gas tersebut mengembun. Tahap terpenting pada destilasi adalah pendidihan dan kondensasi pengembunan, tetapi distilasi bukan merupakan dua urutan proses penguapan dan kondensasi

Rekristalisasi

Teknik pemisahan dengan rekristalisasi berdasarkan perbedaan titik beku komponen. Perbedaan itu harus cukup besar dan sebaiknya komponen yang akan dipisahkan berwujud padat dan yang lainnya cair pada suhu kamar.

Ekstraksi

Adalah proses pengambilan salah satu komponen campuran dengan menggunakan pelarut. Pemisahan ini didasarkan karena salah satu komponen cairan dari campuran tersebut dapat larut ke dalam pelarut tersebut.

Sentrifugasi

Sentrifugasi adalah proses yang memanfaatkan gaya sentrifugal untuk sedimentasi campuran dengan menggunakan mesin sentrifuga. Komponen campuran yang lebih rapat akan bergerak menjauh dari sumbu sentrifuga dan membentuk endapan menyisakan cairan supernatan.

Sublimasi

Sublimasi digunakan untuk memisahkan atau memurnikan suatu zat dengan jalan memanaskan campuran sehingga dihasilkan sublimat (kumpulan materi pada tempat tertentu pada pemanasan zat yang dapat berubah langsung dari fase padat ke fase gas dan kembali lagi ke fase padat).

Kromatografi

Kromatografi adalah salah satu metode pemisahan kimia yang didasarkan pada adanya perbedaan partisi zat pada fase diam (*stationary phase*) dan fase gerak (*mobile phase*). Bila fase diam berupa zat padat yang aktif, maka dikenal istilah kromatografi penyerapan (*adsorption chromatography*). Bila fase diam berupa zat cair, maka teknik ini disebut kromatografi pembagian (*partition chromatography*).

1.2 CARA Pengerjaan

1. Masukkan 3 sendok bubuk kapur ke dalam gelas kimia yang berisi air 25 mL aduk. Tuangkan sebanyak 5 ml ke dalam tabung sentrifuga atau tabung reaksi, lalu sentrifuga atau kocok . Pisahkan sentrat dari endapan dengan cara dekantasi. Bagian isi lainnya dalam gelas kimia disaring, filtrate ditampung, **Bandingkan filtrat dengan sentrat !**
2. Larutkan 1 sendok garam dapur dengan air sebanyak 5 ml , kemudian uapkan (dalam cawan penguapan tertentu) sampai hampir kering. Angkat cawan dari atas waterbath dan biarkan dingin tanpa digoyang. **Amati yang terjadi !**
3. Hancurkan kapur barus sampai halus menggunakan alu dan lumpang . Tuang pasir kering dan kapur barus halus kedalam gelas kimia, lalu aduk secara merata. Tutup wadah yang berisi campuran tersebut menggunakan

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

kaca arloji sampai benar-benar rapat dan isi kaca arloji dengan es batu yang diberi taburan garam di atasnya. Pipetlah es yang mencair yang berada di atas kaca aroji. Letakan di atas hotplate sampai terjadi penguapan, dan tunggu beberapa menit. Kemudian angkat tutup yang berisi es batu di atasnya. **Amati !**

4. Prosedur sederhana SOXHLET:

Haluskan sampel kemiri dan timbang kemiri halus sebanyak 50 gram. Buat filter dari kertas saring, kemudian bagian bawah dialas dengan kapas, lalu kemiri halus dimasukkan dan kertas saring ditutup. Timbang volume kosong labu alas bulat. Masukkan n-hexan ke dalam labu soxhlet sebanyak 250 ml, timbang volumenya. Tambahkan batu didih. Masukkan sampel kemiri ke dalam selonsong dan tahan dengan penutup labu. Buat rangkaian soxhlet, kemudian ekstraksi kemiri dengan n-hexane selama ± 2 jam (min. 5kali sirkulasi) sampai terbentuk minyak kemiri. Timbang hasil ekstraksi dalam labu.

5. Tuangkan dengan hati-hati 5 mL larutan NaCl ke dalam kolom resin penukar ion elusi dengan air 30 mL. Tampung 30 mL larutan dengan mengatur kran agar kecepatan pengaliran 1 tetes/detik (1 mL setiap 20 detik). Jaga jangan sampai kolom kering. Bandingkan sifat ketiga cairan yakni larutan NaCl sebelum dimasukkan kolom, larutan yang telah melalui kolom dan aqua DM (air yang digunakan untuk mengelusi) dengan cara :

- a. Masukkan 1 mL larutan ke dalam tabung reaksi.
- b. Tambahkan setetes HNO_3 dan setetes larutan AgNO_3

Prosedur kromatografi kolom:

Dimasukan penyerap aluminium oksida yang telah dibasahi dengan air setinggi 10 cm kedalam kolom yang bersih. Dimasukan larutan n-heksana sebanyak 8 mL. dimasukan kalium permanganate sebanyak 3 mL dan kalium kromat sebanyak 2 mL ke dalam gelas kimia (digunakan sebagai efluen). Larutan efluen tersebut dimasukan ke dala kolom. Kran kolom kemudian di buka dan diamati larutan yang keluar dan di catat hasilnya.

6. Pasang set alat destilasi dan lakukan prosedur kerja destilasi seperti berikut:
- rangkai alat destilasi ;
 - masukkan batu didih kedalam labu destilasi, kemudian masukkan aquades dan aseton masing-masing 50 mL ;
 - alirkan air sebagai pendingin melalui kondensor ;
 - panaskan labu destilasi hingga mendidih ;
 - catat temperatur maksimum ;
 - ukur volume Destilat yang diperoleh.

Destilasilah larutan yang ditentukan asisten hingga volume distilat \pm 5 mL.

1.3 TUGAS SEBELUM PRAKTIKUM / *PRE LAB ASSIGNMENT*

Tuliskan pada kertas tugas di bawah ini dan serahkan kepada asisten sebelum praktikum.

1. Terangkan istilah berikut ini.

- Dekantasi	- Filtrat	- Sentrat	- Batu didih
- Sentrifuga	- Ekstrak	- Bumping	
2. Gambarkan rangkaian alat destilasi. Tunjukkan arah aliran pendingin pada kondensor, apa sebabnya demikian?
3. Sebutkan apa penyebab cerobong pada kompor minyak tanah / solar dibuat berlubang?

PERCOBAAN 2

REAKSI - REAKSI KIMIA DAN TITRASI ASAM BASA

Tujuan percobaan :

- Mempelajari dan Mengamati perubahan yang terjadi pada suatu reaksi
- Mahasiswa terampil membuat larutan baku primer asam oksalat
- Mahasiswa dapat melakukan titrasi asam basa dan mampu mengamati dengan tepat tercapainya titik akhir titrasi menggunakan indikator asam basa.

2.1 TEORI

2.1.1 Reaksi Kimia

Dalam ilmu kimia reaksi merupakan salah satu cara untuk mengetahui sifat-sifat kimia dari suatu atau berbagai sifat-sifat kimia kemudian dicatat sebagai data kuantitatif.

Reaksi Kimia adalah suatu proses dimana zat-zat baru, yaitu hasil reaksi terbentuk dari beberapa zat aslinya, yang disebut pereaksi. Biasanya, suatu reaksi kimia disertai oleh kejadian-kejadian fisis, seperti perubahan warna, pembentukan endapan, atau timbulnya gas. Reaksi kimia ini biasanya melibatkan dua atau lebih pereaksi yang akan menghasilkan suatu produk yang memiliki sifat fisik atau kimia yang berbeda dengan pereaksinya. Secara umum reaksi kimia dikelompokkan menjadi dua yaitu reaksi asam basa dan reaksi reduksi oksidasi.

Pada percobaan ini anda akan mengamati perubahan-perubahan yang menunjukkan terjadinya reaksi. Amati semua perubahan yang terjadi dan catatlah hal-hal yang penting, misalnya perubahan warna, timbulnya panas, berapa lama waktu yang diperlukan untuk terjadinya reaksi.

2.1.2 Titrasi Asam Basa

Titration Asam Basa merupakan metode yang sering digunakan untuk menentukan tingkat keasaman atau kebasahan suatu sampel atau untuk menentukan kadar zat yang bersifat asam atau basa baik anorganik ataupun organik. Titrasi asam basa juga digunakan untuk menentukan kadar garam dari asam atau basa lemah

dengan standar asam atau basa kuat atau garam secara umum setelah dilewatkan pada suatu kolom resin penukar ion.

Indikator yang paling sering digunakan untuk memantau titrasi adalah indikator visual, yaitu indikator yang dapat berubah warna pada interval pH titik ekuivalen (TE). Perubahan warna yang tidak tepat sama dengan interval pH TE maka akan menyebabkan kesalahan pembacaan jumlah volume titran menjadi berlebih atau kurang dari volume seharusnya. Kejadian ini dikenal dengan kesalahan titrasi. Kesalahan titrasi ini harus diusahakan sekecil mungkin, yaitu dengan menggunakan indikator yang tepat untuk titrasi asam - basa yang bersangkutan.

Titik di mana jelas terlihat terjadinya perubahan warna indikator disebut titik akhir (TA) titrasi. Titrasi yang paling baik ialah titrasi di mana titik akhirnya tepat sama dengan titik ekuivalennya. Tetapi dalam praktek biasanya ada perbedaan sedikit antara banyaknya larutan penitrasi yang harus ditambahkan untuk mencapai titik akhir titrasi dengan yang harus ditambahkan untuk mencapai titik ekuivalensi titrasi. Besarnya perbedaan ini disebut kesalahan titrasi.

BEBERAPA INDIKATOR ASAM - BASA

INDIKATOR	TRAYEK pH	WARNA DALAM LARUTAN ASAM	WARNA DALAM LARUTAN BASA	pK _{in}
Metil jingga	3,1 - 4,00	Merah	Jingga	3,7
Metil merah	4,2 - 6,30	Merah	Kuning	5,0
Brom timol biru	6,0 - 7,60	Kuning	Biru	7,1
Phenolftalein	8,3 - 10,0	Tak berwarna	Merah	9,6

Harga pH pada TE dapat ditentukan secara potensiometrik dengan mengukur pH larutan pada setiap penambahan sejumlah volume titran menggunakan pH meter.

Pada titik ekuivalensi ini berlaku bahwa :

$$\text{Jumlah mili ekuivalen X} = \text{Jumlah mili ekuivalen T}$$

Atau

$$(V_X \cdot N_X) = (V_T \cdot N_T)$$

Dimana : V_X = Volume (ml) larutan X N_X = Normalitas (mekiv / ml) zat X
 V_T = Volume (ml) larutan T N_T = Normalitas larutan zat T

Jika nilai V_x , V_T dan N_T diketahui maka konsentrasi zat X yang dicari (N_x , mequiv/ml) dapat dihitung.

Dalam setiap titrasi diperlukan suatu larutan baku (larutan standar) yaitu larutan suatu zat yang konsentrasinya diketahui dengan tepat. Zat ini disebut zat baku (zat standar). Ada zat baku primer dan zat baku sekunder. Zat baku primer harus memenuhi beberapa persyaratan tertentu, antara lain harus murni atau tingkat kemurniannya harus diketahui dengan tepat, tidak boleh bersifat higroskopik, stabil selama disimpan tidak mudah teroksidasi atau tereduksi, tak bereaksi dengan gas-gas di udara (O_2 , CO_2). Contoh zat baku primer adalah asam oksalat. Zat baku sekunder ialah zat baku yang tidak memenuhi salah satu syarat tersebut. Contoh zat baku sekunder adalah Natrium Hidroksida (NaOH).

Konsentrasi larutan zat baku primer diketahuinya bukan dari suatu titrasi, melainkan dari perhitungan, yaitu perhitungan berdasarkan banyaknya gram zat baku primer tersebut yang ditimbang dan besar volume larutan yang dibuat zat tersebut.

Konsentrasi larutan zat baku sekunder, misalnya NaOH tidak dapat diperoleh dengan cara perhitungan diatas, sebab zat baku sekunder seperti NaOH bersifat higroskopik dan di udara sebagian bereaksi dengan CO_2 menjadi $NaCO_3$ yang menjadikannya tidak murni. Konsentrasi larutan baku sekunder seperti NaOH diperoleh dengan jalan dititrasi dengan larutan baku primer yang konsentrasi diketahui, pengerjaan ini disebut menyetandarkan (membakukan) larutan standar sekunder.

2.2 CARA Pengerjaan

2.2.1 PROSEDUR KERJA REAKSI REAKSI KIMIA

1. Ke dalam 2 tabung reaksi masukan masing-masing tepat 1,0 mL larutan HCl 0,05 M, larutan CH_3COOH 0,05 M. Tambahkan masing-masing setetes larutan indikator penolphtalein. Amati warna larutan-larutan tersebut.
2. Ke dalam 2 tabung reaksi lain, masukan larutan NaOH 0,05 M masing-masing 1 mL. Tambahkan pada keduanya setetes larutan indikator *phenolphthalein*.

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

3. Campurkan kedua asam dengan basa pada no 1 dan no 2. Amati perubahan yang terjadi.
4. Masukkan ke dalam 2 tabung reaksi masing – masing 1 mL larutan K_2CrO_4 0,1 M. Ke dalam tabung pertama tambahkan larutan HCl 1 M Kocok dan amati. Ke dalam tabung lainnya tambahkan larutan NaOH 1 M. Simpan kedua larutan untuk dibandingkan dengan larutan no 5.
5. Masukkan ke dalam 2 tabung reaksi masing–masing 1 mL larutan $K_2Cr_2O_7$ 0,1 M. Perlakukan seperti no 4 di atas. Bandingkan larutan– larutan pada no 4 dan no 5.
6. Masukkan 1 mL larutan $Al_2(SO_4)_3$ 0,1 M ke dalam tabung reaksi. Tambahkan tetes demi tetes larutan NaOH 1 M perhatikan apa yang terjadi. **Jangan dibuang**, bandingkan dengan no 7.
7. Masukkan 1 mL larutan $Al_2(SO_4)_3$ 0,1 M ke dalam tabung reaksi. Tambahkan 5 tetes larutan NH_4OH 1 M. Tambahkan lagi tetes demi tetes NH_4OH 1M. Bandingkan dengan no 6.
8. Ikuti petunjuk no 6 dan 7 di atas tetapi ganti larutan $Al_2(SO_4)_3$ dengan 1 mL larutan $ZnSO_4$ 0,1 M.
9. Kedalam 1 mL larutan NaCl 0,05 M tambahkan 10 tetes larutan $AgNO_3$ 0,1 M. Catat pengamatan anda (setelah anda amati campuran ini **jangan dibuang**, kumpulkan di tempat khusus sisa $AgNO_3$).
10. Ke dalam 1 mL larutan $BaCl_2$ 0,1 M tambahkan 1 mL larutan K_2CrO_4 . Amati reaksi yang terjadi.
11. Ke dalam 1 mL larutan $BaCl_2$ 0,1 M tambahkan 1 mL larutan $K_2Cr_2O_7$. Amati reaksi yang terjadi. Zat pada no 10 dan no 11 **jangan dibuang** karena akan dibandingkan dengan no.12.
12. Ke dalam 1 mL larutan $BaCl_2$ 0,1 M tambahkan 1mL larutan HCl 1 M dan 1 mL larutan K_2CrO_4 0,1 M. Bandingkan dengan no 10 dan no 11.
13. Campurkan ke dalam tabung reaksi 1 mL air khlor dan 1 mL larutan KI 0,05 M. Amati warnanya. Tambahkan 1 mL $CHCl_3/CCl_4$ lalu kocok. Amati warna kedua lapisan larutan.

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

14. Ke dalam campuran 1 mL $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,1 M dan 2 tetes H_2SO_4 2 M, teteskan larutan KMnO_4 0,05 M (tetes demi tetes) sambil dikocok. Teteskan terus larutan KMnO_4 sampai warnanya tidak hilang.
15. Ke dalam campuran 1 mL larutan besi (II)/ Fe^{2+} 0,1 M dan teteskan larutan KMnO_4 0,05 M sambil dikocok. Bandingkan kecepatan/ laju hilangnya warna KMnO_4 dengan no 14
16. Tambahkan sedikit demi sedikit larutan NaOH 1 M ke dalam 1 mL larutan CuSO_4 0,05 M. Tambahkan lagi NaOH 1 M sampai berlebih.
17. Ulangi pengerjaan no 16 tetapi gantilah larutan NaOH dengan larutan NH_4OH 1 M. Bandingkan hasil pengamatan ini dengan no 16
18. Campur 2 mL larutan besi (III)/ Fe^{3+} 0,1 M dengan 2 mL larutan KSCN 0,1 M. Bagilah menjadi 2 bagian (ke dalam 2 tabung reaksi). Tambahkan kristal Na_3PO_4 ke dalam salah satu tabung, sementara yang lain digunakan sebagai pembanding. Bandingkan warna kedua larutan.

2.2.2 PROSEDUR KERJA TITRASI ASAM BASA

A. PEMBUATAN LARUTAN BAKU PRIMER ASAM OKSALAT

1. Timbang dengan teliti sampai 4 desimal $\pm 0,63$ gram $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
2. Larutkan dalam labu takar dengan air suling hingga tepat 100 ml (lihat tanda tera).
3. Hitung konsentrasi (N, miliekivalen/ml) larutan baku primer $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ ini (B.M. 126,7).

B. STANDARISASI LARUTAN BAKU SEKUNDER $\text{NaOH} \pm 0,1$ N

1. Tuangkan (melalui corong) larutan baku sekunder $\pm 0,1$ N NaOH ke dalam buret 50 ml yang telah dipasang dengan klem pada statif.
2. Ke dalam labu Erlenmeyer 250 ml dipipet dengan teliti 10,00 ml larutan baku primer asam oksalat yang telah dibuat tadi.
3. Tambahkan 3 tetes larutan indikator phenolftalein, kocok sebentar.
4. Titrasi dengan larutan 0,1 N NaOH yang akan distandarkan hingga larutan yang dititrasi mulai berwarna merah muda yang tidak segera hilang bila larutan dikocok.

- Hitung konsentrasi (N) larutan NaOH !

C. PENETAPAN KONSENTRASI LARUTAN HCl

1. Pipet dengan teliti 10,00 ml larutan cuplikan HCl dan masukkan ke dalam labu Erlenmeyer 250 ml.
2. Tambahkan 3 tetes larutan indikator phenolftalein.
3. Titrasi dengan larutan baku $\pm 0,1$ N NaOH yang telah distandarkan di atas.

- Hitung konsentrasi (N) larutan HCl !

2.3 TUGAS SEBELUM PRAKTIKUM

1. Tuliskan 7 macam reaksi kimia dan berikan masing - masing contohnya?
2. Bagaimana kondisi agar suatu larutan mempunyai kemolalan, kenormalan dan kemolarannya sama!
3. Jelaskan istilah istilah dibawah ini :
 - a. asam beserta contohnya
 - b. basa beserta contohnya

Laporkan semua hasil percobaan di atas dengan disertai cara perhitungannya.

PERCOBAAN 3

STOIKIOMETRI dan KOLOID

3.1 TEORI STOIKIOMETRI

Stoikiometri merupakan hubungan kuantitatif antara zat-zat yang terkait dalam suatu reaksi kimia didasarkan pada hukum hukum dasar dan persamaan reaksi.

Dasar percobaan ini adalah metoda JOB atau metoda VARIASI KONTINU. Dalam metoda ini dilakukan sederet pengamatan yang kuantitas molar totalnya sama tetapi masing-masing kuantitas molar pereaksinya bervariasi. Salah satu sifat fisika tertentu dipilih untuk diperiksa, seperti misalnya massa, volume, suhu atau daya serap. Oleh karena kuantitas pereaksinya berlainan, perubahan harga sifat fisika dari sistem ini dapat digunakan untuk meramal stoikiometri sistem.

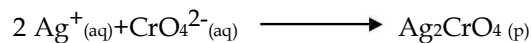
Bila digambarkan grafik aliran sifat fisika yang diamati (diukur) terhadap kuantitas pereaksinya maka akan diperoleh suatu titik maksimum atau minimum yang sesuai dengan titik stoikiometri sistem yaitu yang menyatakan perbandingan reaksi-reaksi dalam senyawa. Perhatikan misalnya pemeriksaan sistem $\text{AgNO}_3 - \text{K}_2\text{CrO}_4 - \text{Air}$ dengan metoda variasi kontinu volume dan jumlah Mol dari 0,24 M larutan AgNO_3 dan dari 0,24 M K_2CrO_4 yang digunakan kesembilan percobaan tertera dalam tabel 3.1.

Konsentrasi reaksi-reaksi dibuat sehingga pada setiap percobaan jumlah Mol reaksi total sama dengan $1,20 \times 10^{-2}$ dan volume reaksi total 50,0 mL. Tetapi untuk deret itu seluruhnya jumlah Mol AgNO_3 bervariasi dari $1,2 \times 10^{-3}$ sampai $10,8 \times 10^{-3}$ dan jumlah Mol K_2CrO_4 bervariasi dari $10,8 \times 10^{-3}$ sampai $1,2 \times 10^{-3}$.

Sesudah kuantitas reaksi-reaksi itu dicampur, maka endapan yang terjadi disaring dan "dicuci", kemudian dikeringkan dan ditimbang massa endapan dari setiap percobaan yang tertera pada tabel 3.2. Bila digambarkan massa endapan terhadap jumlah Mol AgNO_3 , maka diperoleh grafik seperti gambar 3.1. Seperti terlihat pada gambar 3.2 garis lurus yang paling mungkin dibuat melalui titik-titik di sebelah kiri. Demikian juga dibuat garis lurus, melalui

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

titik sebelah kanan titik potong kedua garis itu menunjukkan perbandingan mol $8,0 \times 10^{-3}$ dan mol AgNO_3 , serta $4,0 \times 10^{-3}$ mol K_2CrO_4 . Pada titik-titik ini massa endapannya maksimum, jadi menyatakan titik stoikiometri sistem. Bila dianggap bahwa endapan ini disebabkan karena perak dan kromat. Maka titik ini menyatakan perbandingan dua Ag^+ dan satu CrO_4^{2-} . Stoikiometri sistem dapat ditulis dengan persamaan reaksi berikut :



Perubahan kalor pada reaksi kimia bergantung pada jumlah pereaksi jika pereaksi Mol bereaksi dengan diubah volume totalnya tetap, maka stoikiometri reaksi dapat ditentukan dari titik perubahan kalor maksimum yakni dengan cara mengalirkan kenaikan temperatur komposisi campuran.

Tabel 3.1 Kuantitas AgNO_3 - K_2CrO_4 - H_2O

No	Volume AgNO_3 0,24 M (mL)	Jumlah Mol AgNO_3 ($\times 10^{-3}$)	Volume K_2CrO_4 0,24 M (mL)	Jumlah Mol K_2CrO_4 ($\times 10^{-3}$)	Jumlah Volume Pereaksi (mL)	Jumlah Seluruh Pereaksi $\times 10^{-3}$
1	5,0	1,20	45,0	10,80	50,0	12,0
2	10,0	2,40	40,0	9,60	50,0	12,0
3	15,0	3,60	35,0	8,40	50,0	12,0
4	20,0	4,80	30,0	7,20	50,0	12,0
5	25,0	6,00	25,0	6,00	50,0	12,0
6	30,0	7,20	20,0	4,80	50,0	12,0
7	35,0	8,40	15,0	3,60	50,0	12,0
8	40,0	9,60	10,0	2,40	50,0	12,0
9	45,0	10,80	5,0	1,20	50,0	12,0

Tabel 3.2 Massa residu yang diperoleh dari AgNO_3 - K_2CrO_4 - H_2O

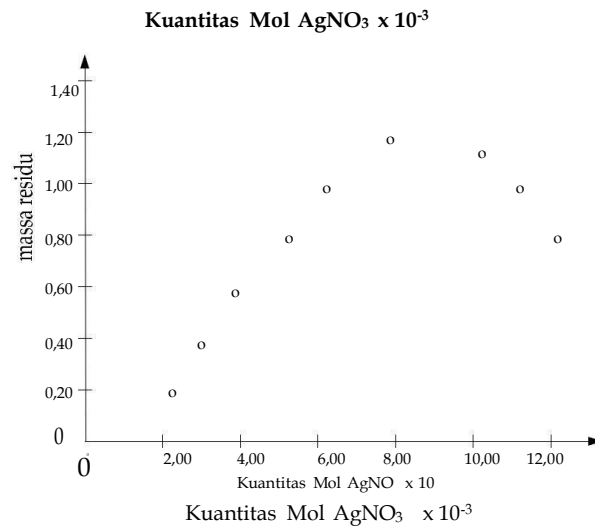
	1	2	3	4	5	6	7	8	9
A	0,199	0,396	0,564	0,796	0,995	1,194	1,190	0,792	0,398
B	1,20	2,40	3,60	4,80	6,00	7,20	8,40	9,60	10,8
C	10,8	9,60	8,40	7,20	6,00	4,80	3,60	2,40	1,20

Keterangan:

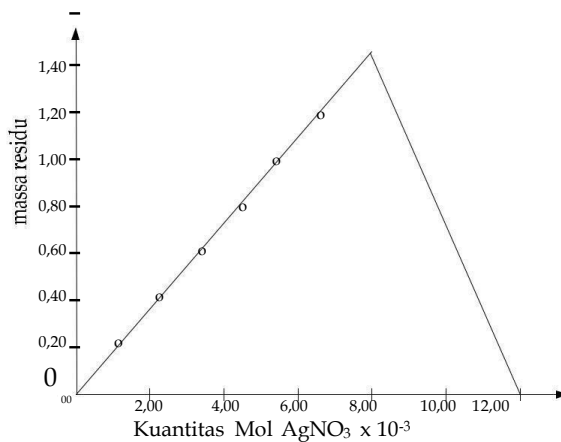
A = Massa residu

B = Kuantitas Mol AgNO_3 yang digunakan $\times 10^{-3}$

C = Kuantitas Mol K_2CrO_4 yang digunakan $\times 10^{-3}$



Gambar.3.1 Titik alur massa residu terhadap kuantitas Mol AgNO_3 untuk sistem $\text{AgNO}_3 - \text{K}_2\text{CrO}_4 - \text{H}_2\text{O}$



Gambar 3.2 Aluran massa residu terhadap kuantitas Mol AgNO_3 untuk sistem $\text{AgNO}_3 - \text{K}_2\text{CrO}_4 - \text{H}_2\text{O}$

3.1.1 TEORI KOLOID

Bila garam dapur dilarutkan dalam air akan terbentuk *larutan sejati*. Komponen-komponen sejati tidak akan memisah jika dидiamkan. Suatu *suspensi kasar* dapat diperoleh dengan mencampurkan pasir dan air. Pasir dan air akan memisah kembali, jika campuran ini dидiamkan. Diantara suspensi kasar dan larutan

sejati ada suatu sistem campuran yang partikelnya sangat kecil yang disebut *keadaan koloid*. Biasanya definisi koloid didasarkan atas besaran partikel. Jika besaran partikel diantara 10^{-7} dan 10^{-4} cm, campuran ini disebut *sistem koloid atau suspensi koloid atau larutan koloid atau suatu koloid*.

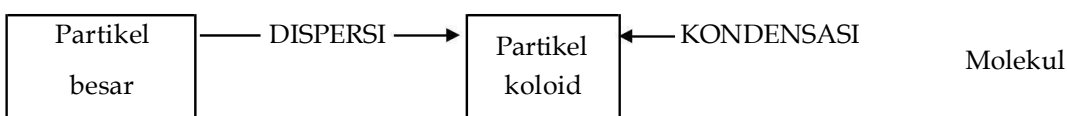
Besaran partikel yang terdispersi, tidak menjelaskan keadaan partikel tersebut. Partikel dapat terdiri atas atom, molekul terkecil atau molekul yang sangat besar. Koloid emas terdiri atas partikel-partikel dengan berbagai ukuran, yang masing-masing mengandung jutaan atom emas atau lebih. Koloid belerang terdiri atas partikel-partikel yang mengandung sekitar seribu molekul S₈. Suatu contoh molekul yang sangat besar (disebut juga molekul makro) ialah hemoglobin. Berat molekul dari molekul ini 66800 s.m.a. dan mempunyai diameter sekitar 6×10^{-7} cm.

Koloid biasanya digolongkan menurut fasanya. Suatu sistem koloid terdiri dari dua fasa, fasa terdispersi dan medium pendispersi. Baik fasa terdispersi maupun medium pendispersi dapat berupa gas, cair atau padat. Macam koloid dapat dilihat di bawah ini :

Fasa Terdispersi	Fasa Pendispersi	Nama	Contoh
Gas	Cair	Buih	Buih busa sabun
Gas	Padat	Busa padat	Karet busa
Cair	Gas	Aerosol cair	Kabut
Cair	Cair	Emulsi	Susu
Cair	Padat	Emulsi padat	Keju
Padat	Gas	Aerosol padat	Asap
Padat	Padat	Sol padat	Kaca berwarna

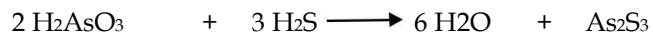
3.1.1.1 PEMBUATAN KOLOID

Ada dua cara pembuatan koloid yakni cara *kondensasi dan cara dispersi*. Pada cara kondensasi molekul-molekul diubah menjadi partikel koloid, sedangkan pada cara disperse partikel-partikel besar diubah menjadi partikel-partikel dengan besaran koloid.



A. KONDENSASI

Pembuatan hidrosol As_2S_3 merupakan salah satu contoh pengaruh konsentrasi pada pembentukan koloid. Hal ini dapat dilakukan dengan cara mengalirkan gas H_2S ke dalam larutan asam arsenit yang sangat encer. Larutan ini akan berubah menjadi hidrosol yang terdiri dari As_2S_3 sebagai fasa pendispersi yang berwarna kuning.



Pengaruh konsentrasi dan temperatur pada pembentukan koloid dapat dilihat pada pembentukan hidrosol $\text{Fe}(\text{OH})_3$ yang dapat diperoleh dengan cara menambahkan beberapa mL larutan Besi (III) klorida jenuh kedalam air mendidih.



Koloid belerang dapat dibuat dengan cara mengalirkan H_2S ke dalam larutan SO_2 .

**B. CARA DISPERSI**

Pada cara ini gumpalan zat besar diperkecil dengan penggilingan, pengadukan atau pengocokan. Jika suatu zat cair didispersikan pada zat cair yang lain, maka sistem koloid ini disebut *emulsi*.

Cara dispersi yang lain adalah peptisasi yaitu suatu proses dimana zat padat pecah menjadi partikel dengan besaran koloid suatu zat kimia.

3.1.1.2 SIFAT KOLOID**A. EFEK TYNDALL**

Jika seberkas cahaya masuk ke dalam suatu ruang gelap melalui suatu celah, cahaya tersebut akan dihamburkan oleh partikel debu. Cahaya yang dihamburkan akan terlihat meskipun partikel debu tidak terlihat. Gejala ini disebut *efek Tyndall*. Oleh karena larutan sejati tidak menghamburkan cahaya, maka *efek Tyndall* dapat digunakan untuk membedakan koloid dari larutan sejati.

B. GERAK BROWN

Partikel koloid senantiasa bergerak dengan arah garis lurus secara zig-zag. Hal ini dapat dilihat dengan suatu mikroskop yang difokuskan pada larutan koloid yang disinari dengan sinar tegak lurus pada sumbu mikroskop. Mikroskop semacam ini disebut mikroskop ultra dan gerak partikel ini disebut gerak Brown.

C. ADSORPSI

Koloid bermuatan karena adanya penyerapan ion pada permukaan partikel koloid. Gejala ini disebut *adsorpsi*. Koloid besi (III) hidroksi bermuatan positif, sedangkan koloid arsen (III) sulfida bersifat negatif. Sifat adsorpsi dari partikel koloid ini sangat penting, misalnya pada pemilihan zat-zat warna.

D. KOAGULASI

Dispersi koloid biasanya mengadsorpsi ion yang sejenis. Tetapi jika terdapat elektrolit yang berlebih, koloid tersebut akan mengendap. Pengendapan koloid disebut *koagulasi*. *Koagulasi* partikel koloid dapat terjadi melalui cara mekanik atau cara kimia. Cara mekanik dapat dilakukan dengan pemanasan, pendinginan atau pengadukan. Cara kimia adalah dengan cara penambahan zat kimia.

Partikel dalam asam atau partikel debu dari pabrik dapat diendapkan dengan alat pengendap *Cottrel*. Alat ini mengandung dua keeping elektroda (logam) yang diberi arus listrik bertegangan tinggi.

3.2 PROSEDUR Pengerjaan Stoiikiometri

A. STOIKIOMETRI SISTEM CuSO_4 - NaOH

Gunakan larutan CuSO_4 1 M dan larutan NaOH 2 M ke dalam gelas kimia (atau gelas plastik) dan catat temperturnya. Sementara diaduk tambahkan 10 mL larutan CuSO_4 yang diketahui temperatur awalnya dan amati temperatur maksimum dari campuran. (Hal yang perlu dicatat, temperatur CuSO_4 harus diatur agar sama dengan temperatur larutan alkali dalam gelas kimia sebelum pencampuran). Ulangi percobaan menggunakan 20 mL NaOH dan 30 mL CuSO_4 sekali lagi menggunakan 10 mL NaOH dan

40 mL CuSO₄ dan akhirnya menggunakan 30 mL NaOH dan 20 mL CuSO₄.

Sebaiknya data hasil percobaan saudara dicatat sebagai berikut :

NaOH (mL)	CuSO ₄ (mL)	T _m	T _A	ΔT
40	10			
20	30			
10	40			
30	20			

T_m = Suhu awal

T_A = Suhu akhir

B. STOIKIOMETRI ASAM - BASA

- a. Ke dalam 5 buah gelas kimia masukan berturut - turut 5, 10, 15, 20, 25 mL larutan NaOH 1M dan ke dalam 5 buah gelas kimia lainnya masukan berturut - turut 5, 10, 15, 20, 25 mL larutan HCl 1M . Temperatur dari tiap - tiap macam larutan diukur, dicatat kemudian diambil harga rata-ratanya (ini adalah T_m).

Setelah itu kedua macam larutan ini dicampurkan sedemikian rupa, sehingga volume campuran larutan asam dan basa ini selalu tetap yaitu 30 mL. Perubahan temperatur yang terjadi selama pencampuran ini diamati dan dicatat sebagai sebagai temperatur akhir (T_A).

$$T_A - T_m = \Delta T$$

Dengan demikian diperoleh harga ΔT untuk setiap pencampuran larutan asam dan basa. Selanjutnya buat grafik antara ΔT sumbu Y dan volume asam basa sumbu X. Contoh pencatatan :

NaOH (ml)	HCl (ml)	T _m	T _A	ΔT
0	30			
5	25			
10	20			
15	15			
20	10			
25	5			
30	0			

T_m = Temperatur awal

T_A = Temperatur akhir

Dari grafik tentukan stoikiometri dari reaksi asam – basa tersebut.

- b. Lakukan percobaan yang sama terhadap campuran larutan NaOH dan larutan H₂SO₄. Perbedaan apakah yang mungkin terdapat, jika dibandingkan terhadap percobaan sebelumnya ?

3.3 PROSEDUR Pengerjaan KOLOID

A. Pembuatan Koloid Fe(OH)₃

Panaskan sampai mendidih 50 mL air dalam bejana gelas. Tambahkan setetes demi setetes larutan FeCl₃ jenuh sambil diaduk sampai warna merah coklat.

B. Dispersi

- Ambilah satu sendok tepung kanji dan campurkan dengan 10 mL air dalam suatu bejana gelas. Kemudian diaduk dengan batang pengaduk gelas dan disaring.
- sekarang ambilah pula satu sendok tepung kanji dan digerus dalam mortar dengan 10 mL air dan campuran ini kemudian disaring.
 - Ambilah satu sendok starch (amilum) dan gerus dengan mortar. larutkan dengan 10 ml air dan campuran ini disaring.
 - Bandingkan filtrat a dan filtrat b , kemudian bandingkan filtrat b dan filtrat c, kemudian kepada filtrat b dan filtrat c tambahkan beberapa tetes larutan iod dan bandingkan kedua larutan tersebut.

C. Emulsi

- Dalam suatu tabung reaksi yang bersih, masukanlah 1 mL benzena, tambahkanlah 10 mL aquadest dan kocoklah dengan keras. Bagaimana hasilnya ? Letakkanlah tabung reaksi itu pada rak dan perhatikan waktu yang diperlukan untuk pemisahan kedua zat cair menjadi dua lapisan.
- Kepada campuran kedua semacam di atas, tambahkanlah 15 tetes Natrium oleat dan kocok sekali lagi dengan keras. Letakkan pada rak untuk 10 atau 15 menit. Apakah kedua zat memisah diri ?

D. Adsorpsi (Aktif Permukaan)

Larutkan 1 sendok porselin gula pasir ke dalam 10 mL air dalam suatu tabung reaksi. Tambahkan setengah sendok norit dan letakkanlah tabung reaksi itu ke dalam suatu bejana gelas yang berisi air panas, kocoklah tabung reaksi itu berkali-kali dan sesudah 10 menit saringlah isinya ke dalam suatu tabung reaksi lain yang bersih. Perhatikanlah warna pada larutan ini dan bandingkanlah dengan larutan sebelumnya.

E. Pembuatan Gel (akan didemonstrasikan)

Ke dalam suatu bejana kimia dimasukkan 15 larutan Kalsium asetat jenuh. Sedangkan ke dalam bejana kimia yang lain dimasukkan 85 mL C_2H_5OH 95%. Campurkan kedua larutan tersebut dengan segera. Masukkan sedikit gel kedalam cawan penguapan kemudian bakar.

3.4 TUGAS SEBELUM PRAKTIKUM

1. Apakah perbedaan pokok antara suatu sistem koloid dan suatu larutan ?
Dan bagaimana membedakan kedua sistem tersebut ?
2. Berikan beberapa contoh sistem koloid yang penting dalam kehidupan sehari-hari dan sebutkan fasa terdispersi dan medium pendispersi pada contoh anda !

JANGAN LUPA MEMBAWA

- Buku catatan praktikum
- Tugas sebelum praktikum
- Lima lembar kertas grafik
- Jas Laboratorium
- Penggaris

PERCOBAAN 4

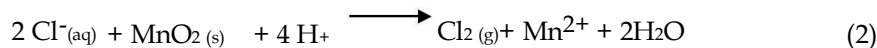
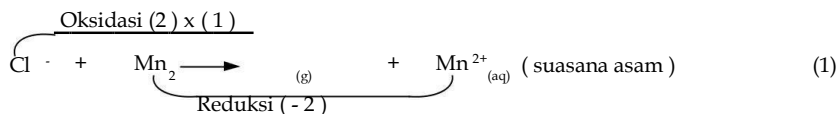
REAKSI REDOKS DAN SEL ELEKTROKIMIA

Pada percobaan ini akan dipelajari beberapa reaksi redoks dan sel elektrokimia yang terdiri atas sel Galvani atau sel Volta dan sel Elektrolisa. Pada percobaan ini akan ditinjau aspek energi ketika reaksi redoks yang dibahas secara kualitatif.

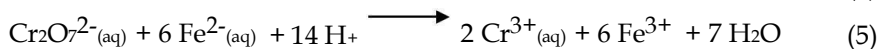
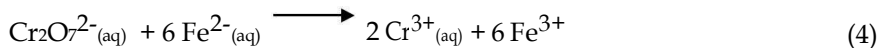
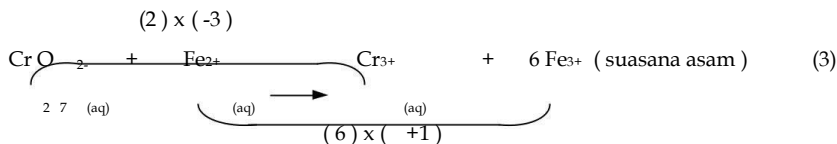
4.1 TEORI

4.1.1 REAKSI REDOKS

Reaksi redoks ditandai oleh perubahan bilangan oksidasi pada saat pereaksi berubah menjadi hasil reaksi. Cara menyetarakan persamaan reaksi telah dipelajari dalam bab stoikiometri, oleh karena itu disini hanya akan ditinjau beberapa contoh reaksi redoks.



Reaksi (2) telah memenuhi hukum kekekalan muatan dan hukum kekekalan massa. Pada reaksi tersebut pereaksi Cl^- mengalami kenaikan bilangan oksidasi menjadi hasil reaksi Cl_2 sedangkan Mn dalam MnO_2 mengalami penurunan bilangan oksidasi menjadi Mn^{2+} .



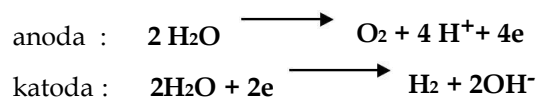
Reaksi (5) juga memenuhi hukum kekekalan muatan dan hukum kekekalan massa.

4.1.2 ELEKTROLISIS

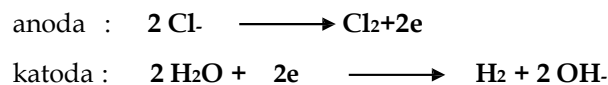
Elektrolisis adalah peristiwa berlangsungnya reaksi kimia oleh arus listrik. Alat elektrolisis terdiri atas sel elektrolitik yang berisi elektrolitik (larutan atau leburan), dan dua elektroda anoda dan katoda. Pada anoda terjadi reaksi oksidasi sedangkan pada katoda terjadi reaksi reduksi.

Pada suatu percobaan elektrolisis reaksi yang terjadi pada katoda bergantung pada kecenderungan terjadinya reaksi oksidasi dan reduksi.

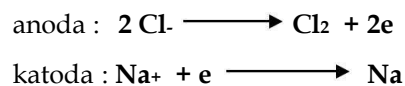
Elektrolisis NaCl pada berbagai keadaan menunjukkan pentingnya suasana sistem yang dielektrolisis. Jika larutan NaCl yang sangat encer dielektrolisis menggunakan elektroda platina, maka reaksi pada kedua elektroda adalah sebagai berikut :



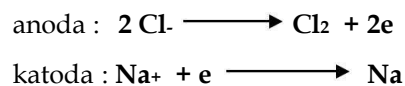
Jika larutan cukup pekat, reaksi-reaksi yang terjadi adalah sebagai berikut :



Jika leburan NaCl dielektrolisis maka reaksi pada elektroda adalah sebagai berikut :



Jika pada elektrolisis larutan NaCl digunakan raksa sebagai katoda, reaksi-reaksi pada elektroda sebagai berikut :



Natrium yang terbentuk melarut dalam raksa membentuk amalgam.

Pada tahun 1833, M. Faraday menunjukkan bahwa jumlah zat yang bereaksi pada elektroda-elektroda sel elektrolisis berbanding lurus dengan jumlah arus yang melalui sel tersebut. Selain dari pada itu ia membuktikan bahwa jika

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

jumlah arus tertentu mengalir melalui beberapa sel elektrolisis, maka akan dihasilkan jumlah ekivalen masing-masing zat.

Hukum Faraday ini dapat disimpulkan sebagai berikut :

$$M = Q \times \frac{A}{nF}$$

M : jumlah zat

n : perubahan elektron

Q : jumlah listrik dalam coulomb

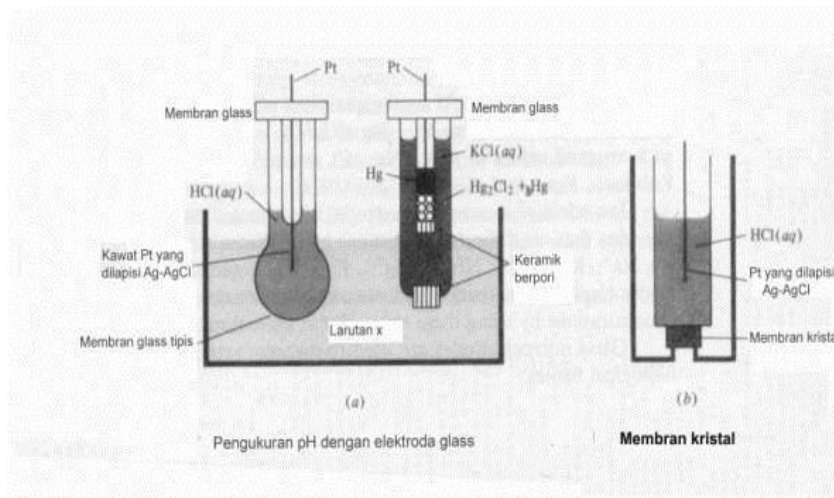
A : massa atom

F : tetapan Faraday (satu Faraday = 96,500 Coulomb)

(A/n = berat ekivalen)

ELEKTRODA KALOMEL JENUH

E = 0,242 - 0,0008 (t = 25)



Perhatian :

1. Pt harus tercelup dalam Hg.
2. Jika larutan kurang, tambahkan KCl jenuh.
3. Alat jangan digoyang-goyang.
4. Jika pakai jembatan garam maka, ujung yang masuk elektroda kalomel jangan dimasukkan ke larutan lain dan sebaliknya.

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

5. Jika jembatan garam tidak ada atau rusak, maka dapat digunakan kertas saring yang dibasahi dengan larutan KCl jenuh (atau KNO_3 jenuh dipakai dengan elektroda Ag/Ag^+).

ELEKTRODA Ag

- 6(enam) : metal strip
1(satu) : kawat
 : Thomas Ag
1(satu) Elektroda

4.2 PERCOBAAN

Pada percobaan ini akan dipelajari :

- 4.2.1. Beberapa reaksi redoks
- 4.2.2. Titrasi redoks $\text{KMnO}_4 - \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

CARA KERJA

4.2.1 BEBERAPA REAKSI REDOKS (Tulis semua persamaan reaksi yang penting). 17

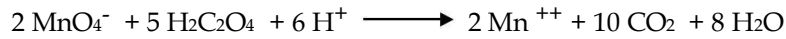
1. Masukkan 2 mL larutan CuSO_4 ke dalam suatu tabung reaksi, kemudian masukan logam Zn. Biarkan beberapa menit dan catat apa yang terjadi. Lakukan sebaliknya dengan memasukkan logam Cu ke dalam larutan ZnSO_4 0,5 M. Catat apa yang terjadi.
2. Masukkan sepotong besi yang telah diampelas masing-masing ke dalam larutan $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,5 M, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ 0,5 M dan NaNO_3 0,5 M.
Catat susunan logam-logam menurut berkurangnya kereaktifan. Tulis persamaan reaksinya !
3. Siapkan 10 tetes H_2O_2 0,1 M (sebagai reaksi disproporsionasi) kemudian tambahkan sedikit MnO_2 untuk mengkatalisa reaksi disproporsionasi.
4. Siapkan 5 tetes H_2O_2 0,1 M lalu tambahkan 5 tetes H_2SO_4 0,1 M dan 10 tetes KI 0,1 M dan tambahkan setetes larutan kanji.
5. Campurkan 5 tetes FeCl_3 0,1 M, 10 tetes H_2SO_4 dan 10 tetes KI 0,1 M. Panaskan sebentar dan tambahkan setetes kanji. Perhatikan apa yang terjadi.

4.2.2 TITRASI REDOKS $\text{KMnO}_4 - \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Kalium permanganat merupakan oksidator yang sering digunakan dalam analisa volumetri. Peraksi ini mudah diperoleh, tidak mahal dan tidak perlu menggunakan indikator. Akan tetapi, larutan permanganat tidak stabil, karena mudah terurai. Penguraian KMnO_4 dapat dipercepat oleh cahaya energi panas, asam, basa, ion Mn^{2+} dan MnO_2 . Oleh karena itu, KMnO_4 tidak dapat digunakan sebagai larutan standar primer. Untuk hal ini, konsentrasi KMnO_4 dapat ditentukan

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

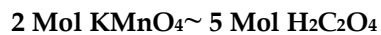
dengan cara titrasi misalnya dengan asam oksalat. Titrasi ini berdasarkan reaksi :



4.2.2.1 CARA TITRASI

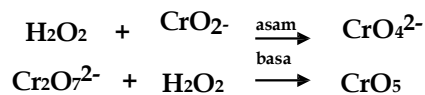
- Pipet 10 mL larutan oksalat 0.01 N.
- Tambahkan 25 mL air.
- Tambahkan 5 mL H₂SO₄ 2 M.
- Panaskan sampai hampir mendidih (± 70° C).
- Segera titrasi dengan larutan KMnO₄ 0.05 N hingga terjadi perubahan warna yang pertama (Perhatikan : Pada permulaan titrasi warna KMnO₄ tidak segera hilang).

4.2.2.2 CARA PERHITUNGAN



4.3 TUGAS SEBELUM PRAKTIKUM

- Jelaskan secara singkat sel bahan bakar !
- Jelaskan secara singkat, disertai reaksi pada elektroda, elektrolisis larutan NaCl dalam air !
- Selesaikan reaksi redoks di bawah ini :



- Jelaskan sebab kaleng bila mulai berkarat, proses perkaratan selanjutnya lebih cepat !

LAMPIRAN 1

Koefisien Keaktifan rata-rata pada 25 °C

Kons (m)	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9	1,0
AgNO ₃	0,73 4	0,65 7	0,60 6	0,56 7	0,53 6	0,50 9	0,48 9	0,46 4	0,44 6	0,42 9
CuSO ₄	0,15 0	0,10 4	0,08 3	0,07 1	0,06 7	0,05 6	0,05 2	0,04 8	0,04 5	0,04 3
ZnSO ₄	0,14 8	0,10 4	0,08 3	0,07 1	0,06 3	0,05 7	0,05 2	0,04 8	0,04 6	0,04 4
AlCl ₃	0,33 7	0,30 5	0,30 2	0,31 3	0,33 1	0,35 6	0,38 8	0,42 9	0,47 9	0,53 ?

LAMPIRAN 2

Potensial Standar Elektroda pada 25°C

Elektroda	E _o (volt)
Zn / Zn ²⁺	- 0,761
Fe / Fe ³⁺	- 0,441
Sn / Sn ²⁺	- 0,140
Pb / Pb ²⁺	- 0,126
Pt / H ₂ / H ⁺	0,000
Cu / Cu ²⁺	+ 0,340
Pt / Fe ²⁺ , Fe ³⁺	+ 0,771
Ag / Ag ⁺	+ 0,799

LAMPIRAN 3

Nilai $\frac{2,303RT}{F}$ sebagai fungsi temperatur

T (°C)	$\frac{2,303RT}{F}$
18	0,0578
20	0,0582
22	0,0586
24	0,0590
25	0,0592
26	0,0594
28	0,0598
30	0,0602

JANGAN LUPA !

- 1. Persiapan Jurnal Praktikum**
- 2. Tugas Sebelum Praktikum**
- 3. Jas Laboratorium Lengan Panjang**
- 4. Kalkulator**

PERCOBAAN 5

KINETIKA KIMIA

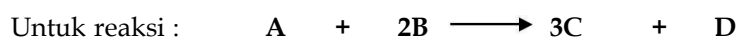
Kinetika kimia membahas tentang kecepatan perubahan, faktor-faktor yang mempengaruhi kecepatan reaksi, orde reaksi dan mekanisme reaksi.

Pada percobaan ini akan dipelajari kecepatan reaksi, faktor-faktor yang mempengaruhi kecepatan reaksi meliputi konsentrasi dan katalis, orde dari reaksi dan tetapan kecepatan/laju reaksi. Pelajari petunjuk praktikum ini dengan seksama, kerjakanlah tugas sebelum praktikum, bawalah kertas grafik, penggaris, daftar logaritma/alat hitung dan jam tangan.

5.1 TEORI

Reaksi kimia berlangsung dengan kecepatan tertentu. Ada reaksi yang sangat cepat, berlangsung seketika, misalnya reaksi-reaksi ion. Akan tetapi, terdapat banyak reaksi, baik untuk senyawa organik atau anorganik, yang berlangsung dalam kecepatan yang dapat diukur pada suhu yang dimungkinkan, dalam laboratorium studi tentang laju reaksi, suasana yang mempengaruhi laju reaksi dan mekanisme reaksi, termasuk bidang kinetika kimia atau kinetika reaksi. Laju reaksi diukur sebagai laju berkurangnya zat yang bereaksi atau bertambahnya hasil reaksi. Pada umumnya laju reaksi bergantung pada konsentrasi zat yang bereaksi, temperatur dan katalis. Selain daripada itu, radiasi dan keadaan fisik pereaksi dapat juga mempengaruhi laju reaksi.

Persamaan yang menyatakan laju sebagai fungsi konsentrasi setiap zat yang mempengaruhi laju reaksi disebut HUKUM LAJU ATAU PERSAMAAN LAJU untuk reaksi. Hukum laju reaksi hanya dapat ditentukan dengan eksperimendan tidak dapat disimpulkan hanya dari persamaan reaksi. Telah dikenal bahwa sejumlah reaksi mempunyai laju, pada suhu tertentu, sebanding dengan konsentrasi dari satu, dua atau mungkin tiga pereaksi yang masing-masing diberi pangkat dengan bilangan kecil yang bulat yang disebut orde reaksi. Orde reaksi terhadap suatu pereaksi sama dengan eksponen dalam hukum laju reaksi.



$$\text{Hukum laju reaksi } -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{2dt} = +\frac{d[C]}{3dt} = +\frac{d[D]}{dt} = k[A]^m [B]^n$$

t = waktu

$$-\frac{d[A]}{dt} = -\frac{d[B]}{2dt} = \text{laju berkurangnya konsentrasi pereaksi A dan B dalam}$$

mol/liter/detik.

$$+\frac{d[C]}{3dt} = +\frac{d[D]}{dt} = \text{laju bertambahnya konsentrasi pereaksi C dan D dalam}$$

mol/liter/detik.

k = tetapan laju reaksi

Reaksi keseluruhan adalah orde ke (m+n)

dimana orde ke m terdapat A dan orde ke n terdapat B

Contoh :

$$\text{a. Jika } -\frac{d[A]}{dt} = k[A] \quad m = 1 \quad n = 0$$

Reaksi adalah orde ke satu terhadap A,

Orde kenol terhadap B, keseluruhan orde ke satu

Laju reaksi berbanding lurus dengan konsentrasi A, perubahan konsentrasi B tidak mempengaruhi laju reaksi.

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

b. Jika $-\frac{d[A]}{dt} = k[A][B] \quad m = 1 \quad n = 1$

Reaksi adalah orde kesatu terhadap A,

Orde kesatu terhadap B, Keseluruhan orde kedua.

c. Jika $-\frac{d[A]}{dt} = k[A]^2 \quad m = 2 \quad n = 0$

Reaksi adalah orde kedua terhadap A,

Orde nol terhadap B, Keseluruhan orde kedua.

d. Jika $-\frac{d[A]}{dt} = k[A]^2 [B] \quad m = 2 \quad n = 1$

Reaksi adalah orde kedua terhadap A,

Orde kesatu terhadap B, Keseluruhan orde ketiga.

5.2 PERCOBAAN

Pada percobaan ini akan dipelajari :

5.2.1 Reaksi ion peroksida sulfat atau persulfat $S_2O_8^{2-}$ dengan ion Iodida I.

5.2.2 Reaksi antara ion permanganat dan asam oksalat.

5.2.1 REAKSI $S_2O_8^{2-}$ DAN ION IODIDA (I^-)

Pada percobaan ini akan dipelajari reaksi antara ion $S_2O_8^{2-}$ dengan ion I, menghasilkan ion sulfat dan ion iodida.



Iod yang dihasilkan dalam bentuk ion triyodida direaksikan dengan ion tiosulfat yang diketahui jumlahnya.



Fungsi penambahan ion tiosulfat tersebut adalah :

- Mereaksikan yod yang terbentuk sehingga mencegah reaksi sebaliknya.
- Selama terdapat ion tiosulfat tidak terdapat iod yang bebas dalam larutan. Jika terdapat yod yang bebas akan membirukan larutan kanji.

Pada setiap percobaan, masing-masing campuran terdapat pereaksi $S_2O_8^{2-}$, I^- , $S_2O_3^{2-}$ dengan jumlah tertentu dan larutan kanji. Karena dalam setiap percobaan jumlah tiosulfat tetap. Jumlah Iod yang dihasilkan sebelum terjadi perubahan warna biru, akan sama dalam semua percobaan.

Selang waktu antara pencampuran pereaksi dengan timbulnya warna biru merupakan ukuran bagi laju reaksi. Laju reaksi berbanding terbalik dengan waktu.

$$Laju = \frac{\text{tetapan}}{\text{waktu}} \quad Laju = k [I^-]^x [S_2O_8^{2-}]^y$$

Misalnya untuk dua eksperimen yang $S_2O_8^{2-}$ dibuat konstan, dan I- diperbesar dengan faktor 2. Laju reaksi dapat dihitung sebagai berikut :

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

$$\text{Laju 1} = k [\text{I}^-]^{x_1} [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^y$$

$$\text{Laju 2} = k [\text{I}^-]^{x_2} [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^y$$

Oleh karena $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$ tetap, dan $[\text{I}^-]_2 = 2 [\text{I}^-]_1$ maka

$$\frac{[\text{I}^-]_2}{[\text{I}^-]_1} = \frac{\text{Laju 2}}{\text{Laju 1}}$$

Jika laju 2 dalam eksperimen 2 kali laju

$$2, x = 1 \text{ Jika laju 2 empat kali laju 1, } x = 2$$

Tetapan laju reaksi k, dapat dihitung setelah x dan y ditentukan.

$$k = \frac{\text{laju}}{[\text{I}^-]^x [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^y}$$

$[\text{I}^-]$ dan $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$ adalah konsentrasi awal dari pereaksi dalam setiap percobaan, yaitu konsentrasi setelah pereaksi dicampurkan, sebelum terjadi reaksi. Untuk menentukan laju reaksi dapat digunakan rumus (pendekatan).

$$\text{Laju} = \left(\frac{\Delta [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]}{\Delta t} \right)$$

Dalam semua percobaan $\Delta [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$ adalah sama dan hanya Δt yang berubah-ubah. Dalam setiap eksperimen digunakan 10 mL $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,01 M, jadi terdapat $1,0 \times 10^{-4}$ mol $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. Warna biru terjadi jika semua $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ sudah bereaksi dengan I_3^- . Oleh karena 2 mol $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ bereaksi dengan setiap mol I_3^- , dan setiap $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ menghasilkan 1 mol I_3^- , maka setiap mol $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ ekuivalen dengan 2 mol $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$. Jika $1,0 \times 10^{-4}$ mol $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ terdapat dalam setiap eksperimen, maka setengah jumlah ini dari mol $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ yang bereaksi.

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

Perubahan jumlah mol $S_2O_8^{2-}$ untuk setiap eksperimen sama dengan $-5,0 \times 10^{-5}$. Jumlah volume dalam setiap eksperimen = 0,065 liter, maka :

$$\Delta \left[S_2O_8^{2-} \right] = -5,0 \times 10^{-5} \text{ Mol } S_2O_8^{2-} / 0,065 \text{ liter}$$

5.3 CARA Pengerjaan

A.1. Pengaruh [I-] Pada Laju Reaksi

Dalam deret percobaan di bawah ini konsentrasi $(NH_4)_2S_2O_8$ dibuat konstan sedang konsentrasi KI berubah-ubah.

1. Ukur 5,0mL kanji dengan gelas ukur dan masukkan ke dalam gelas kimia 250 mL. Tambahkan 10 mL larutan $Na_2S_2O_3$ 0,01 M yang diukur dengan pipet atau buret. Tambahkan lagi 25 mL KI 0,40 M dengan menggunakan pipet atau buret. Aduk campuran ini. Pipet 25 mL $(NH_4)_2S_2O_8$ ke dalam gelas kimia yang kering. Samakan temperatur kedua larutan ini, lalu campurkan dengan segera larutan $(NH_4)_2S_2O_8$ 0,2 M ke dalam campuran KI- $Na_2S_2O_3$ -kanji.

Catat selang waktu, mulai dilakukan pencampuran hingga campuran menjadi biru. (Sementara itu dengan perlahan-lahan, campuran diaduk dengan termometer). Catat temperatur larutan.

2. Ulangi percobaan dengan konsentrasi KI 0,20 M.
3. Ulangi percobaan dengan konsentrasi KI 0,10 M.
4. Ulangi percobaan dengan konsentrasi KI 0,05 M.

Percobaan 1, 2, 3 dan 4 dapat dilihat pada tabel 5.1 di bawah ini

Tabel 5.1 Kemolaran Pereaksi pengaruh [I-] pada laju reaksi

Percobaan	Kemolaran pereaksi	
	KI	$(NH_4)_2S_2O_8$
1	0,40	0,20
2	0,20	0,20
3	0,10	0,20
4	0,05	0,20

A.2. Pengaruh $[S_2O_8^{2-}]$ Pada Laju Reaksi

Dalam deret percobaan di bawah ini konsentrasi KI dibuat konstan sedangkan konsentrasi $(NH_4)_2S_2O_8$ berubah seperti terlihat pada tabel di bawah ini :

Tabel 5.2 kemolaran Pereaksi pengaruh $[S_2O_8^{2-}]$ Pada Laju Reaksi

Percobaan	Kemolaran pereaksi	
	KI	$(NH_4)_2S_2O_8$
1	0,20	0,40
2	0,20	0,20
3	0,20	0,10
4	0,20	0,05

Ikuti cara pengerjaan seperti pada percobaan A.1.

1. Ukur 25 mL larutan KI 0,20 M; 10,0 mL $Na_2S_2O_3$ 0,01 M; dan 5 mL larutan kanji. Lalu masukkan kedalam gelas kimia. Masukkan 25 mL $(NH_4)_2S_2O_8$ 0,40 M ke dalam gelas kimia 250 mL yang kering. Samakan temperatur kedua larutan ini. Campurkan dengan segera larutan $(NH_4)_2S_2O_8$ ke dalam campuran larutan KI- $Na_2S_2O_3$ - kanji. Catat selang waktu mulai dilakukan pencampuran hingga campuran menjadi biru (Sementara itu dengan perlahan-lahan campuran diaduk termometer). Catat temperatur larutan.
2. Ulangi percobaan dengan konsentrasi $(NH_4)_2S_2O_8$ 0,20 M.
3. Ulangi percobaan dengan konsentrasi $(NH_4)_2S_2O_8$ 0,10 M.
4. Ulangi percobaan dengan konsentrasi $(NH_4)_2S_2O_8$ 0,05 M. Lihat tabel di atas.

A.3. Pengaruh $Cu(NO_3)_2$ Pada Laju Reaksi

Dalam deret percobaan di bawah ini konsentrasi $(NH_4)_2S_2O_8$ dibuat konstan sedang konsentrasi KI berubah-ubah dan masing-masing larutan ditambah setetes $Cu(NO_3)_2$ 0,10 M, seperti terlihat pada tabel di bawah ini.

Tabel 5.3 kemolaran Pereaksi Pengaruh $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ Pada Laju Reaksi

Percobaan	Kemolaran Pereaksi	
	KI	$(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$
1	0,40	0,20
2	0,20	0,20
3	0,10	0,20
4	0,05	0,20

Ikuti cara pengerjaan seperti pada percobaan A.1.

- Salah satu campuran mengandung 25 mL KI dengan konsentrasi seperti pada tabel, 10 mL $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, 5 mL larutan kanji +setetes $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0,10 M. Dalam gelas kimiayang lain terdapat 25 mL $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ 0,20 M.

PERHITUNGAN

Pengaruh [I-] Pada Laju Reaksi (A.1)

- Hitung konsentrasi KI dalam campuran reaksi setelah pereaksi dicampurkan (sebelum terjadi reaksi).

Jumlah mol KI yang digunakan = (Kemolaran) (Volume, Liter)

$$\text{Konsentrasi} = \frac{\text{Jumlah mol KI}}{\text{Volume campuran reaksi, liter}}$$

- Hitung konsentrasi $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ dalam campuran reaksi setelah pereaksi dicampurkan (sebelum terjadi reaksi).

$(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ yang digunakan= (kemolaran) (volume, liter)

$$\text{Konsentrasi} = \frac{\text{Jumlah mol}(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8}{\text{Volume campuran reaksi, liter}}$$

- Hitung laju reaksi untuk masing-masing percobaan

$$\text{Laju} = \left[\frac{\text{SO}_2}{\Delta t} \right] = \frac{5,0 \times 10^{-5} \text{ Mol}}{(0,065 \text{ liter})(\Delta t, \text{detik})}$$

4. Cari orde reaksi terhadap [I-] dengan menggunakan laju yang dihitung untuk tugas 1 dan 2; 2 dan 3; 3 dan 4.

$$\frac{\text{Laju } 1}{\text{Laju } 2} = 2, \quad \frac{\text{Laju } 2}{\text{Laju } 3} = 2, \quad \frac{\text{Laju } 3}{\text{Laju } 4} = 2,$$

Cari rata-rata untuk x !

Pengaruh [S₂O₈²⁻] Pada Laju Reaksi (A.2)

1. Hitung konsentrasi KI dalam campuran reaksi setelah pereaksi dicampurkan (sebelum terjadi reaksi).
2. Hitung konsentrasi (NH₄)₂S₂O₈ dalam campuran reaksi setelah pereaksi dicampurkan.
3. Hitung laju reaksi untuk masing-masing percobaan.

$$\text{Laju} = \frac{[S_2O_8^{2-}]}{(\Delta t, \text{ detik})} = \frac{5,0 \times 10^{-5} \text{ Mol}}{(0,065 \text{ liter})(\Delta t, \text{ detik})}$$

4. Cari orde reaksi terhadap S₂O₈²⁻ dengan menggunakan laju yang dihitung tugas 1 dan 2; 2 dan 3; 3 dan 4.

$$\frac{\text{Laju } 1}{\text{Laju } 2} = 2^y, \quad \frac{\text{Laju } 2}{\text{Laju } 3} = 2^y, \quad \frac{\text{Laju } 3}{\text{Laju } 4} = 2^y$$

Cari harga rata-rata untuk y !

Perhitungan Laju Reaksi

Hitung tetapan laju reaksi k, untuk setiap percobaan pada A.1. dan A.2. dengan menggunakan harga x dan y.

$$\frac{\text{_____}}{\frac{[\quad]}{[\quad]}}$$

[I-] = konsentrasi I-dalam campuran reaksi setelah pereaksi dicampurkan (sebelum terjadi reaksi).

[S₂O₈²⁻] = konsentrasi S₂O₈²⁻ dalam campuran reaksi setelah pereaksi dicampurkan (sebelum terjadi reaksi).

Pengaruh Cu(NO₃)₂ Pada Laju Reaksi (A.3)

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

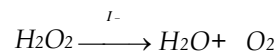
1. Hitung konsentrasi KI dan $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ dalam campuran reaksi setelah pereaksi dicampurkan (sebelum terjadi reaksi).

$$\text{Laju} = \frac{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]}{(\Delta t, \text{detik})} = \frac{5,0 \times 10^{-5} \text{ Mol}}{(0,065 \text{ liter})(\Delta t, \text{detik})}$$

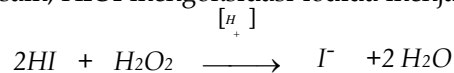
2. Hitung laju reaksi untuk masing-masing percobaan.
3. Hitung tetapan laju reaksi k, untuk masing-masing percobaan !

Reaksi Antara H_2O_2 dan I^-

Pada percobaan ini akan dipelajari oksidasi ion iodida oleh hidrogen peroksida. Penguraian hidrogen peroksida (H_2O_2) menjadi oksigen dapat dikatalisa oleh ion I^- dalam larutan netral atau larutan basa.



Dalam larutan asam, H_2O_2 mengoksidasi iodida menjadi yod.



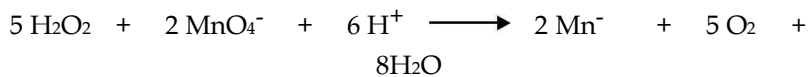
Jumlah I_2 yang terbentuk, dapat ditentukan dengan menambahkan $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ yang bereaksi sebagai berikut :



Reaksi ini berlangsung cepat dan kuantitatif. Dengan menambahkan larutan kanji sebagai indikator dapat diketahui apakah semua $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ sudah bereaksi atau belum. Jumlah I_2 yang terbentuk sampai saat perubahan warna berbanding dengan $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ yang ditambahkan. Waktu yang diperlukan untuk pembentukan jumlah I_2 tersebut diukur sebagai waktu yang diperlukan untuk pembentukan warna biru.

CARA Pengerjaan**B.1. Menyetandarkan H₂O₂**

Pipet 25 mL larutan H₂O₂ kedalam labu titrasi. Tambahkan 25 mL air dan kemudian 5 mL H₂SO₄ 3 M. Masukkan standar KMnO₄ ke dalam buret dan titrasi larutan H₂O₂ sampai terjadi perubahan warna.



Kenormalan (N) dari H₂O₂ dapat dihitung dari :

$$N_1 \cdot V_1 = N_2 \cdot V_2$$

$$V_1 = 25 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \quad N_2 = \text{kenormalan KMnO}_4$$

$$V_2 = \text{Volume KMnO}_4 \text{ yang diperlukan untuk titrasi H}_2\text{O}_2$$

Kemolaran H₂O₂ sama dengan dua kali kenormalan, karena berat ekuivalen sama dengan setengah berat molekul.

B.2. Reaksi Pada Suhu Kamar

- a. Buatlah larutan A dalam gelas kimia 250 mL.

100 mL air + 20 mL KI 1 M + 10 mL H₂SO₄ 3 M + 5 mL larutan kanji 5% + 2 mL Na₂SO₃ 0,1 M = 137 mL (volume total).

Buatlah larutan B sebagai berikut. Dengan pipet masukkan 5 mL larutan standar H₂O₂ kedalam gelas kimia 100 mL. Tambahkan 58 mL agar volume 63 mL.

- o Campurkan larutan peroksida (larutan B) dengan larutan A, kocok dan catat waktu ketika mulai dicampurkan. Catat waktunya pada saat larutan berubah menjadi biru.
- o Ulangi percobaan ini dengan komposisi larutan A yang sama, tetapi untuk larutan B dibuat berturut-turut dari masing-masing 7,5 mL, 10,0 mL, 20,0 mL, 40,0 mL H₂O₂ dengan jumlah air masing-masing 55,5 mL; 53,0 mL; 43,0 mL; 23,0 mL (lihat tabel 5.2)

Pada setiap percobaan, catat waktu yang diperlukan untuk larutan berubah menjadi biru dan catat temperaturnya.

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

- b. Buat 5 macam komposisi larutan A dengan cara menggunakan masing-masing larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ sebanyak 1,0 mL; 2,0 mL; 3,0 mL; 4,0 mL; 5,0 mL. Tetap gunakan air 100 mL. Dalam pembuatan larutan B, tetap gunakan 10 mL H_2O_2 , tetapi agar jumlah volume (A dan B setelah dicampurkan 200 mL) tambahkan masing-masing 54 mL; 53 mL; 52 mL; 51 mL; dan 50 mL.
- ▮ Campurkan larutan A ke dalam larutan B, kocok dan catat waktu yang diperlukan hingga larutan menjadi biru.

PENGOLAHAN DATA

Konsentrasi larutan, harus dinyatakan dalam kemolaran dan susun dalam tabel. Alurkan hasil perhitungan $\log \frac{a}{a-x}$ terhadap waktu t, dan

tetapan laju reaksi k yang ditentukan dengan menggunakan persamaan :

$$\log \frac{a}{a-x} = \frac{k T}{2,303}$$

dimana a adalah konsentrasi awal dari H_2O_2 dan x adalah konsentrasi H_2O_2 yang bereaksi atau konsentrasi I_2 yang terbentuk dalam waktu t atau

$$(-) \quad \quad \quad \text{—}$$

Harga a dihitung dari volume V_1 dari H_2O_2 yang ditambahkan, kemolaran dan volume total campuran reaksi V_T .

$$a = \frac{V_1 x M}{V_T}$$

Harga x dihitung dari konsentrasi $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ dalam larutan yang bereaksi.

Karena 2 mol $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ bereaksi dengan 1 mol I_2 maka :

reaksi V_T :

$$x = \frac{V_2 x M}{V_T}$$

V_2 = volume $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ yang ditambahkan kedalam larutan.

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

M = kemolaran larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ yang

ditambahkan V_T = volume total larutan yang

bereaksi

Tabel Pencampuran Larutan

	C a m P u r a n									
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Larutan A (H_2O) KI 1 M Kanji $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,1 M	100	100	100	100	100	100	100	100	100	100
	20	20	20	20	20	20	20	20	20	20
	10	10	10	10	10	10	10	10	10	10
	5	5	5	5	5	5	5	5	5	5
	2	2	2	2	2	2	2	2	2	2
Larutan B (H_2O_2) H_2O	5	7,5	10	20	40	10	10	10	10	10
	58	55,5	50	43	23	50	53	52	51	50
Voloma total	200	200	200	200	200	200	200	200	200	200
	I a r u t a n A t e t a p									

CARA Pengerjaan

1. Pengenceran

KMnO_4 : Encerkan 50 tetes KMnO_4 0,01 M dengan air sehingga volume menjadi 25 mL.

$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$: Encerkan 50 tetes $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,05 N dengan air sehingga volume menjadi 25 mL,

Gunakan larutan ini untuk percobaan berikut :

- Ke dalam suatu tabung reaksi, masukkan 4 tetes larutan $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ dan 2 tetes H_2SO_4 2 M. Tambahkan setetes KMnO_4 , dan catat waktu mulainya pada saat penambahan KMnO_4 sampai warna hilang.
- Tambahkan lagi setetes KMnO_4 , catat waktu yang diperlukan untuk hilangnya warna KMnO_4 .
- Tambahkan lagi setetes, catat waktu yang diperlukan untuk hilangnya warna KMnO_4 berturut-turut sebanyak 12 tetes (lihat tabel).
- Ke dalam tabung kedua masukkan 4 tetes $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, 2 tetes H_2SO_4 0,5 M dan setetes MnSO_4 0,18 M. Tambahkan setetes KMnO_4 dan catat

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

waktu mulainya dari penambahan KMnO_4 hingga hilang warna KMnO_4 .

6. Buatlah grafik dengan mengalurkan tetes KMnO_4 dengan waktu dalam detik. Sebaiknya buat tabel seperti dibawah ini :

Tabung reaksi	Tetes $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Tetes H_2SO_4 0,5 M	Tetes MnSO_4 0,18 M	Tetes KMnO_4	Waktu detik
1	4	2	-	1	?
1	4	2	-	2	?
1	4	2	-	3	?
1	4	2	-	4	?
1	4	2	-	5	?
1	4	2	-	6	?
1	4	2	-	7	?

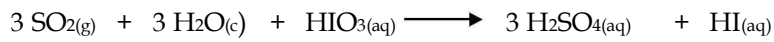
Tabung reaksi	Tetes $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Tetes H_2SO_4 0,5 M	Tetes MnSO_4 0,18 M	Tetes KMnO_4	Waktu detik
1	4	2	-	8	?
1	4	2	-	9	?
1	4	2	-	10	?
1	4	2	-	11	?
1	4	2	-	12	?
2	4	2	1	1	?

5.4 TUGAS SEBELUM PRAKTIKUM

- A. Sebutkan faktor - faktor yang mempengaruhi kecepatan reaksi ?
B. Apa yang dimaksud dengan katalis, Otokatalis dan Inhibiter ?

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

C. Belerang dioksidasi mereduksi HIO₃ dalam larutan asam sesuai dengan reaksi :



Pada akhir reaksi jika terdapat HIO₃ berlebih, dapat diamati dengan menggunakan larutan kanji.



Jika SO₂ habis, HI dan HIO₃ segera bereaksi dan I₂ diserap oleh kanji dan berwarna biru.

Dari beberapa pengerjaan diperoleh data sebagai berikut

SO ₂ (M x 10 ⁴)	HIO ₃ (M x 10 ³)	Waktu reaksi
14,6	3,60	25,8
7,31	3,60	52,8
14,6	7,21	12,6

Tentukan orde masing-masing pereaksi !

PERCOBAAN 6

SPEKTROFOTOMETRI

6.1 TEORI

Senyawa-senyawa dalam larutan mampu menyerap sinar yang melewati larutan tersebut. Jumlah sinar yang diserap tergantung pada macam senyawa yang ada dalam larutan, besar konsentrasi senyawa dalam larutan dan tebal atau panjang larutan tersebut. Makin besar konsentrasi dalam larutan, makin banyak sinar yang diserap.

Hubungan antara konsentrasi, panjang larutan dan jumlah sinar yang diserap diberikan dalam Hukum Lambert-Beer sebagai berikut :

$$A = \log I_0/I = a \cdot b \cdot c$$

Dimana : A = Absorbans

a = Absorptivitas

b = Tebal larutan dalam sinar

c = Konsentrasi

I = Intensitas sinar setelah melewati larutan I₀ = Intensitas sinar semula

Jika konsentrasi dinyatakan dalam gr/L maka a disebut absorptivitas, tetapi bila konsentrasinya dinyatakan dalam mol/L, maka a disebut absorptivitas molar.

Warna senyawa ditentukan oleh panjang gelombang sinar yang diteruskan (yang tidak diserap) oleh senyawa. Warna sinar yang diserap adalah komplementer dengan warna yang diteruskan. Tiap-tiap senyawa akan menyerap sinar dengan panjang gelombang tertentu, dan hal ini dapat dijadikan pedoman untuk mengetahui secara kualitatif jenis senyawa apakah yang terdapat dalam larutan tersebut.

Untuk keperluan analisa kualitatif, perlu diamati nilai absorbans pada macam-macam λ (panjang gelombang), untuk kemudian dialurkan dalam sebuah grafik. Dengan demikian tiap-tiap senyawa akan memperlihatkan bentuk grafik penyerapan yang khas tergantung pada jenis senyawa yang diamati.

Persamaan Lambert-Beer ini dapat juga dipakai dalam analisa kuantitatif jika diperhatikan :

$$A = a \cdot b \cdot c$$

akan terlihat bahwa harga A berbanding lurus terhadap konsentrasi (c), karena harga absorptivitas (a) adalah tetap (tergantung pada tiap-tiap senyawa yang diamati), sedangkan panjang larutan (b) juga tetap, jika selalu dipakai wadah dengan ukuran yang sama. Perbandingan lurus antara absorbansi dan konsentrasi ini hanya berlaku pada satu macam harga λ dan dalam batas konsentrasi tertentu.

Cara kolorimetri ini baik sekali diterapkan terhadap penentuan kadar senyawa dalam jumlah yang kecil, mula-mula yang harus ditetapkan dahulu adalah harga panjang gelombang dimana terjadi penyerapan maksimal, setelah itu dengan mempergunakan larutan baku membuat kurva kalibrasi antara harga absorbansi dan konsentrasi.

6.2 PENETAPAN KADAR BESI (Fe) SECARA SPEKTROFOTOMETRI

Dalam larutan besi (II) dapat bereaksi dengan O-Fenantrolin dan membentuk senyawa kompleks yang berwarna merah jingga. Warna ini cukup stabil dalam kurun keasaman pH 2 - 9 dalam jangka waktu yang cukup lama. Ion-ion lain yang dapat mengganggu ialah perak, bismut, nikel, kobal, dan tembaga, demikian juga perklorat, sianida, molibdat dan tungstat. Untuk pengerjaan yang teliti, hendaknya kompleks besi (II) fenantrolin diekstraksi dengan nitrobenzena.

6.3 PERALATAN DAN BAHAN KIMIA

- Spektrofotometer
- Pipet Volumetrik 10 ml
- Labu takar 100 ml
- Gelas piala 250 ml
- O-fenantrolin 0,25%
- Natrium Asetat 0,2 M
- Hidroksilamin hidroklorida 10%
- Larutan baku Fe (II) 50 mg/L (50 ppm).

6.4 CARA KERJA

6.4.1 Membuat Deretan Larutan Baku

1. Ukur 2,0 ml larutan baku Fe (II) lalu masukkan kedalam labu takar 100 ml.
2. Tambahkan setetes Natrium Asetat 0,2 M; 5 ml HONHCl 10%; dan 5 ml O-fenantrolin 0,25%
3. Encerkan sampai tepat 100 ml setelah dikocok dengan baik biarkan selama 1 jam.

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

4. Dengan cara yang sama dibuat larutan Fe (II)-fenantrolin dengan 0,2ml ; 0,4 ml; 0,6 ml; 0,8 ml; dan 1,0 ml larutan baku Fe (II).
5. Buat larutan blanko dengan cara yang sama, tetapi tidak mengandung larutan baku Fe (II).
6. Dengan memakai spektrofotometer, tentukan panjang gelombang dimana terjadi serapan maksimal (antara 480-520 nm).
7. Ukur harga absorbans kelima larutan tersebut pada panjang gelombang maksimal.
8. Alurkan pada kertas millimeter harga absorbans terhadap konsentrasi.

6.4.2 Pengukuran Cuplikan

1. Ukur contoh air dengan gelas ukur 100 ml dan tuangkan ke dalam gelas piala 250 ml.
2. Teteskan ke dalam larutan ini 4 tetes larutan HCl 1 M dan uapkan sampai volume \pm 25 ml.
3. Setelah dingin, pindahkan kedalam labu takar 100 ml.
4. Tambahkan berturut-turut 30 tetes Natrium Asetat 0,2 M; 5 ml HONHCl 10% dan 5 ml O-fenantrolin 0,25%.
5. Encerkan sampai tepat 100 ml.
6. Kocok dengan baik dan biarkan selama 1 jam, kemudian ukur harga absorbans pada panjang gelombang maksimal.
7. Dengan mempergunakan grafik baku, tentukan besar konsentrasi besi Fe (II) didalam contoh air tersebut.
8. Lakukan pengerjaan secara duplo