



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 :

Rachmawati S.DJ, Ir.,M.En.Stud.,Ph.D

Adalah **Pembuat Modul Praktikum Kimia Dasar** Prodi Teknik Lingkungan Periode Semester Ganjil Tahun Ajaran 2022/2023.

Demikian surat keterangan ini kami buat untuk digunakan sebagaimana mestinya.

Bandung, 1 November 2022
Ketua Program Studi Teknik Lingkungan

Dr. M. Ranga Sururi, S.T., M.T

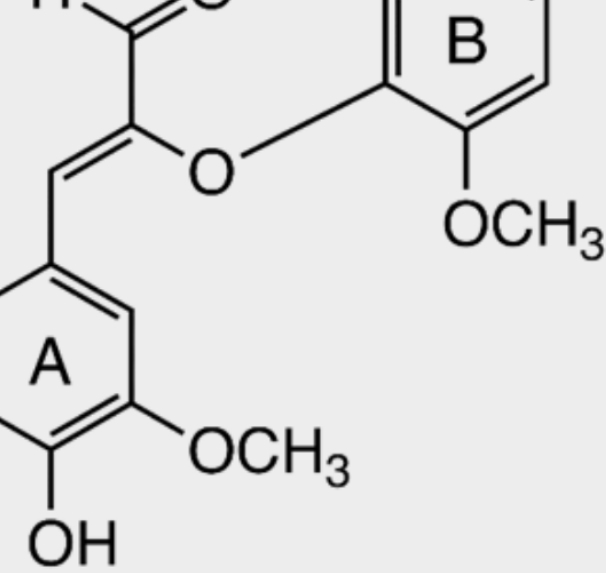
LEMBAR PENGESAHAN

MODUL PRAKTIKUM KIMIA DASAR

Mengetahui
Ketua Program Studi
Teknik Lingkungan

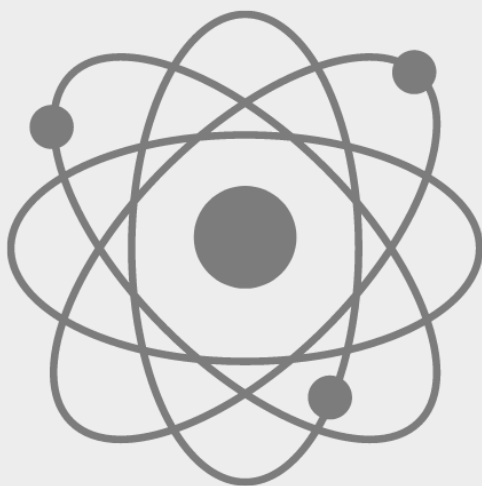


**Dr. M. Rangga Sururi, S.T.,
M.T**



MODUL PRAKTIKUM

KIMIA DASAR



LABORATORIUM TEKNIK
LINGKUNGAN ITENAS

TAHUN AJARAN 2022/2023



DAFTAR ISI

DAFTAR ISI.....	i
PERCOBAAN 1 PEMISAHAN DAN PEMURNIAN	1
PERCOBAAN 2 REAKSI - REAKSI KIMIA DAN TITRASI ASAM BASA	6
PERCOBAAN 3 STOIKIOMETRI dan KOLOID.....	12
PERCOBAAN 4 REAKSI REDOKS DAN SEL ELEKTROKIMIA	22
PERCOBAAN 5 KINETIKA KIMIA	Error! Bookmark not defined.
PERCOBAAN 6 SPEKTROFOTOMETRI.....	40

PERCOBAAN 1

PEMISAHAN DAN PEMURNIAN

Tujuan percobaan:

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

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 pengembunan, tetapi distilasi bukan merupakan dua urutan proses penguapan dan pengembunan .

Rekristalisasi

Teknik pemisahan dengan rekristalisasi dilakukan 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

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 mengendapkan campuran dengan menggunakan mesin sentrifuga. Komponen campuran yang lebih rapat akan bergerak menjauh dari sumbu sentrifuga; dan membentuk endapan, serta menyisakan cairan supernatan.

Sublimasi

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

Kromatografi

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

CARA Pengerjaan

1. SENTRIFUGASI

Masukkan 3 sendok bubuk kapur ke dalam gelas kimia yang berisi 25 mL air, kemudian aduk. Tuangkan, dari larutan tersebut, 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, kemudian filtratnya ditampung. **Bandingkan filtrat dengan sentrat!**

2. REKLISTALISASI

Larutkan 1 sendok garam dapur dengan 5 mL air sebanyak dalam cawan penguapan (porselen), kemudian uapkan larutan tersebut dalam *waterbath*

sampai hampir kering. Angkat cawan dari atas *waterbath*, dan biarkan dingin tanpa digoyang. **Amati yang terjadi!**

3. SUBLIMASI

Hancurkan kapur barus sebanyak 1 sendok sampai halus menggunakan alu dan lumpang timbang 10 gram kapur barus. Tuang pasir kering sebanyak 3 sendok dan kapur barus halus 10 gram ke dalam gelas kimia, lalu aduk secara merata. Tutup wadah yang berisi campuran tersebut menggunakan kaca arloji sampai benar-benar rapat dan tuangkan 3 butir es batu yang telah ditaburi 1 spatula garam diatas kaca arloji tersebut untuk memperlambat pencairan es batu. Pipetlah es yang mencair yang berada di atas kaca arloji, kemudian letakkan gelas kimia tersebut di atas *hotplate* sampai terjadi penguapan, dan tunggu beberapa menit sampai kapur barus habis menguap lalu **Amati!** Kemudian angkat tutup yang berisi es batu diatasnya dan timbang kapur barus yang menempel di atas kaca arloji.

4. EKSTRAKSI Soxhlet

Haluskan 100 gram sampel kemiri; dan timbang kemiri halus sebanyak 50 gram. Buat selongsong dari kertas saring masukan 50 gram kemiri halus kedalam selongsong dan kapas sebagai alas di atas kertas saringnya. Timbang volume kosong 500 mL labu alas bulat. Masukkan 250 mL *n-hexan* ke dalam labu *soxhlet*. Jika perlu Tambahkan batu didih kedalamnya. Masukkan sampel kemiri dalam selongsong, dan tahan dengan penutup labu. Buat rangkaian, kemudian ekstraksi kemiri dengan *n-hexane* selama ± 2 jam (minimum 5 kali sirkulasi) sampai terbentuk minyak kemiri. Timbang hasil ekstraksi dalam labu.

5. KROMATOGRAFI KOLOM

Prosedur Baru

- Pembuatan ekstrak karoten dari wortel
 1. Cuci bersih wortel lalu kupas kulitnya,
 2. Parutlah hingga halus, kemudian ambil sarinya dengan cara diperas,
 3. Jangan tambahkan air atau apapun agar tidak memengaruhi zat warna didalam wortel.

- Pemisahan klorofil/ karoten
 1. Buatlah bubur selulosa sebanyak 2-3 sendok makan yang dilarutkan dengan aquades secukupnya,
 2. Aduk hingga rata dengan tekstur seperti bubur, tidak terlalu kental tidak terlalu encer,
 3. Siapkan kolom dan statif dengan tabung reaksi dibawah kolom,
 4. Isi kolom dengan kapas hingga kira-kira tidak ada ruang kosong,
 5. Masukkan sedikit demi sedikit bubur selulosa kedalam kolom hingga mencapai tinggi 10 cm, usahakan agar diperoleh kolom selulosa yang kontinyu (tidak pecah-pecah).
 6. Elusi dengan petroleum benzene sampai diperoleh massa yang kompak dengan tetesan yang konstan,
 7. Masukkan 0,5 ml ekstrak pigmen plastid secara perlahan-lahan/ masukkan ekstrak karoten dan tunggu sampai semua ekstrak menyerap kedalam kolom selulosa.
 8. Elusi lagi dengan petroleum benzene hingga tetesan hijau/kuning pertama keluar dari kolom,
 9. Elusi dilanjutkan sampai berwarna kuning kedua (santofil) keluar dari kolom,
 10. Setelah fraksi karoten dan santofil keluar semua, eluen diganti dengan campuran petroleum benzene, aseton (12 :1) , kolom dielusi sampai semua fraksi hijau biru (klorofil A) keluar dari kolom,
 11. Elusi diteruskan hingga warna kuning hijau (klorofil B) semua keluar,
 12. Masing masing fraksi ditampung didalam tabung reaksi.

6. DESTILASI

Pasang set alat destilasi dan lakukan prosedur kerja destilasi seperti berikut:

- masukkan batu didih kedalam labu destilasi, kemudian tambahkan *aquades* dan *aseton* atau *etanol* sebagai pelarut organik masing-masing 50 mL;
- alirkan air sebagai pendingin melalui kondensor;
- panaskan labu destilasi hingga mendidih;
- catat temperatur maksimum;
- ukur volume destilat yang diperoleh.

TUGAS SEBELUM PRAKTIKUM/PRE LAB ASSIGNMENT

Buatlah 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 arahnya seperti itu?
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 kimia kemudian dicatat sebagai data kuantitatif.

Reaksi kimia adalah suatu proses dimana zat-zat baru terbentuk sebagai hasil reaksi dari beberapa zat aslinya (yang disebut sebagai 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, dan berapa lama waktu yang diperlukan untuk terjadinya reaksi.

2.1.2 Titrasi Asam Basa

Titrasi Asam Basa merupakan metode yang sering digunakan untuk menentukan tingkat keasaman atau kebasaan 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 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 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.

Tabel 2.1 BEBERAPA INDIKATOR ASAM - BASA

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

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

Pada titik ekuivalensi ini berlaku:

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

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 dalam mekiv/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 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, artinya tidak mudah teroksidasi atau tereduksi, atau 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 diperoleh bukan dari titrasi, melainkan dari perhitungan, yaitu perhitungan berdasarkan berat (dalam gram) zat baku primer tersebut (yang merupakan hasil penimbangan), dan volume larutan (yang dibuat dari) zat tersebut.

Konsentrasi larutan zat baku sekunder, misalnya $NaOH$, tidak dapat diperoleh dengan cara perhitungan di atas, 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 konsentrasinya diketahui; proses ini disebut membakukan larutan standar sekunder.

2.2 CARA Pengerjaan

2.2.1 PROSEDUR KERJA REAKSI REAKSI KIMIA

1. Masukkan 1,0 mL larutan HCl 0,05 M ke dalam tabung reaksi, dan larutan CH_3COOH 0,05 M ke dalam tabung reaksi lainnya. masing-masing. Tambahkan ke dalam masing-masing tabung tersebut setetes larutan indikator *phenolphthalein*. 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*.
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.
- 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.
- 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.
- 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.
- 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.
- Ke dalam 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.
14. Ke dalam campuran 1 mL $H_2C_2O_4$ 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 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 $\pm 0,63$ gram $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ sampai 4 desimal.
2. Larutkan dalam labu takar dengan air suling, hingga tepat 100 ml (lihat tanda tera).
3. Hitung konsentrasi (N dalam miliekivalen/ml) larutan baku primer $H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$ ini (B.M= 126,7).

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

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 pipet dengan teliti 10,00 ml larutan baku primer asam *oksalat* yang telah dibuat tadi.
3. Tambahkan 3 tetes larutan indikator *phenolphthalein*, 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 *phenolphthalein*.
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 cara atau kondisinya agar suatu larutan mempunyai kemolalan, kenormalan dan kemolarannya yang sama.
3. Jelaskan istilah-istilah di bawah ini dan berikan contohnya masing-masing:
 - a. asam
 - b. basa

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.

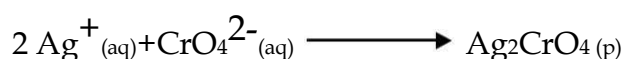
Dasar percobaan ini adalah metoda JOB atau metoda VARIASI KONTINU. Dalam metoda ini dilakukan sederet pengamatan yang kuantitas molar totalnya sama, tetapi masing-masing kuantitas molar pereaksinya bervariasi. Salah satu sifat fisika tertentu dipilih untuk diperiksa; seperti misalnya massa, volume, suhu 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 $AgNO_3$ - K_2CrO_4 - air dengan metoda variasi kontinu, volume dan jumlah mol dari 0,24 M larutan $AgNO_3$ dan K_2CrO_4 yang digunakan dalam 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, jumlah mol $AgNO_3$ bervariasi dari $1,2 \times 10^{-3}$ sampai dengan $10,8 \times 10^{-3}$ mol; dan jumlah mol K_2CrO_4 bervariasi dari $10,8 \times 10^{-3}$ sampai dengan $1,2 \times 10^{-3}$ mol.

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 terlihat pada 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 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 $\text{AgNO}_3 - \text{K}_2\text{CrO}_4 - \text{H}_2\text{O}$

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 $\text{AgNO}_3 - \text{K}_2\text{CrO}_4 - \text{H}_2\text{O}$

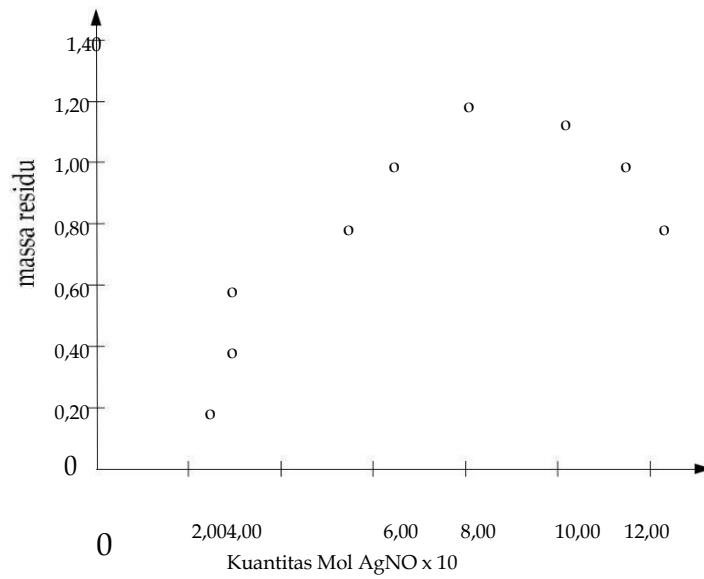
	1	2	3	4	5	6	7	8	9
A	0,199	0,396	0,564	0,796	0,995	1,194	1,190	0,792	0,398
B	1,20	2,40	3,60	4,80	6,00	7,20	8,40	9,60	10,8
C	10,8	9,60	8,40	7,20	6,00	4,80	3,60	2,40	1,20

Keterangan :

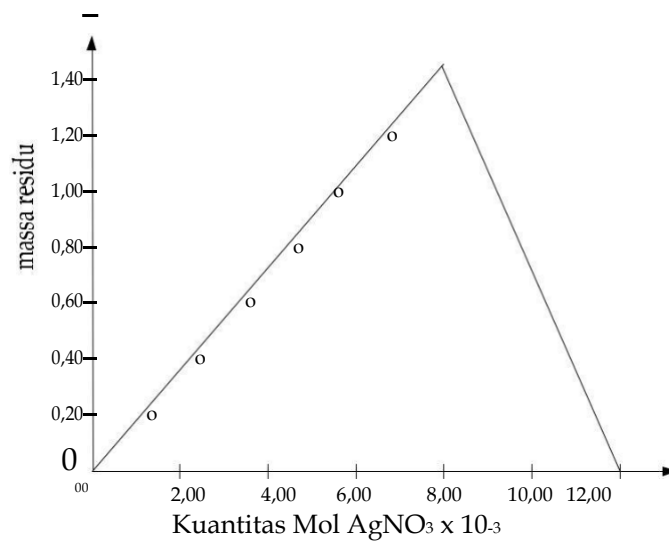
A = Massa residu

4. = Kuantitas mol AgNO_3 yang digunakan $\times 10^{-3}$

5. = Kuantitas mol K_2CrO_4 yang digunakan $\times 10^{-3}$



Gambar.3.1 Titik Alur Massa Residu terhadap Kuantitas Mol $AgNO_3$ untuk Sistem $AgNO_3 - K_2CrO_4 - H_2O$



Gambar 3.2 Aluran Massa Residu terhadap Kuantitas Mol $AgNO_3$ untuk Sistem $AgNO_3 - K_2CrO_4 - H_2O$

3.1.1 TEORI KOLOID

Bila garam dapur dilarutkan dalam air akan terbentuk *larutan sejati*. Komponen-komponen sejati tidak akan memisah jika didiamkan. Suatu *suspensi kasar* dapat diperoleh dengan mencampurkan pasir dan air. Pasir dan air akan memisah kembali, jika campuran ini didiamkan. 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 berada 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 66.800 s.m.a. dan mempunyai diameter sekitar 6×10^{-7} cm.

Koloid biasanya digolongkan menurut fasanya. Suatu sistem koloid terdiri dari dua fasa, yaitu fasa terdispersi dan medium pendispersi. Baik fasa terdispersi maupun medium pendispersi dapat berupa gas, cair atau padat. Macam koloid dapat dilihat pada Tabel 3.3.

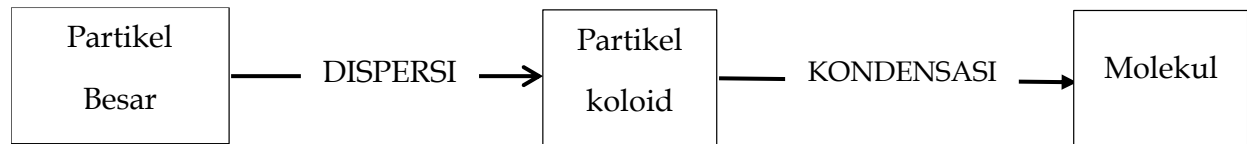
Tabel 3.3 Macam-macam Koloid

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 dengan cara *kondensasi dan cara dispersi*.

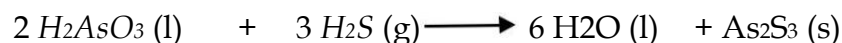
Pada kondensasi, molekul-molekul diubah menjadi partikel koloid; sedangkan pada dispersi, partikel-partikel besar diubah menjadi partikel-partikel dengan besaran koloid; seperti terlihat pada Gambar 3.3.



Gambar 3.3 Terbentuknya Partikel Koloid dengan Kondensasi dan Dispersi

A. KONDENSASI

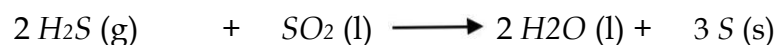
Pembuatan hidrosol As_2S_3 merupakan salah satu contoh pengaruh konsentrasi pada pembentukan koloid. Hal ini dapat dilakukan dengan cara mengalirkan gas H_2S ke dalam larutan asam *arsenit* yang sangat encer. Larutan ini akan berubah menjadi hidrosol yang terdiri dari As_2S_3 sebagai fasa pendispersi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



Pengaruh konsentrasi dan temperatur pada pembentukan koloid dapat dilihat pada pembentukan hidrosol $Fe(OH)_3$ yang dapat diperoleh dengan cara menambahkan beberapa mL larutan besi (III) *klorida* jenuh ke dalam 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 mempunyai muatan karena adanya penyerapan ion pada permukaan partikel koloid. Gejala ini disebut *adsorpsi*. Koloid besi (III) hidroksida 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 keping elektroda (logam) yang diberi arus listrik bertegangan tinggi.

3.2 PROSEDUR Pengerjaan Stoikiometri

A. STOIKIOMETRI SISTEM $CuSO_4 - NaOH$

Masukkan 40 mL larutan $NaOH$ 2 M ke dalam gelas kimia (atau gelas plastik) dan catat temperaturnya. 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 tersebut dengan menggunakan 20 mL $NaOH$ dan 30 mL $CuSO_4$; 10 mL $NaOH$ dan 40 mL $CuSO_4$; dan menggunakan 30 mL $NaOH$ dan 20 mL $CuSO_4$. Sebaiknya data hasil percobaan saudara dicatat seperti tercantum pada Tabel 3.4.

Tabel 3.4 Data Percobaan Stoikiometri Sistem $CuSO_4 - NaOH$

$NaOH$ (mL)	$CuSO_4$ (mL)	T_m $NaOH$	TA $NaOH$	T_m $CuSO_4$	TA $CuSO_4$	ΔT
40	10					
20	30					
10	40					
30	20					

T_m = Suhu Awal

TA = Suhu Akhir

ΔT = Temperatur Campuran

B. STOIKIOMETRI ASAM - BASA

- Ke dalam 5 buah gelas kimia masukkan berturut - turut 5, 10, 15, 20, 25 mL larutan $NaOH$ 1M; dan ke dalam 5 buah gelas kimia lainnya, masukkan berturut - turut 5, 10, 15, 20, dan 25 mL larutan HCl 1M . Temperatur dari setiap - tiap 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); dengan data seperti contoh yang terlihat pada Tabel 3.5.

Tabel 3.5 Contoh Data Pencatatan Percobaan Stokiometri Asam Basa

NaOH (ml)	HCl (ml)	T_m NaOH	T_A NaOH	T_m HCl	T_A HCl	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 yang dibuat, tentukan stoikiometri dari reaksi asam - basa tersebut.

- b. Lakukan percobaan yang sama terhadap campuran larutan $NaOH$ dan larutan H_2SO_4 . Perbedaan apakah yang mungkin terdapat, jika dibandingkan terhadap percobaan sebelumnya?

3.3 PROSEDUR Pengerjaan Koloid

A. Pembuatan Koloid $Fe(OH)_3$

Panaskan 50 mL air dalam bejana gelas sampai mendidih. Tambahkan setetes demi setetes larutan $FeCl_3$ jenuh sambil diaduk, sampai warna merah coklat, sampai terbentuk koloid.

B. Dispersi

- Ambillah satu sendok tepung kanji, dan campurkan dengan 10 mL air dalam suatu tabung reaksi. Kemudian diaduk dengan batang pengaduk gelas, dan disaring.
- Ambil pula satu sendok tepung kanji, dan digerus dalam mortar dengan 10 mL air; dan campuran ini kemudian disaring.

- c. Ambil satu sendok *starch* (*amilum*), dan gerus dengan mortar. Larutkan dengan 10 ml air; kemudian saring campuran ini.
- d. 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

- a. Dalam suatu tabung reaksi yang bersih, masukkan 1 mL *benzena*, tambahkan 10 mL *aquadest*, dan kocoklah dengan keras. Bagaimana hasilnya? Letakan tabung reaksi itu pada rak; dan perhatikan waktu yang diperlukan untuk pemisahan kedua zat cair tersebut menjadi dua lapisan.
- b. Kepada campuran kedua larutan seperti yang di atas (a), 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 letakan tabung reaksi itu ke dalam suatu bejana gelas yang berisi air panas; kocok tabung reaksi itu berkali-kali; sesudah 10 menit, saring isinya ke dalam suatu tabung reaksi lain yang bersih. Perhatikanlah warna pada larutan ini, dan bandingkan dengan larutan sebelumnya.

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 (berlaku pada kondisi normal)

- **Buku catatan praktikum**
- **Jas laboratorium**
- **Tugas sebelum praktikum**
- **Penggaris**
- **Lima lembar kertas grafi**

PERCOBAAN 4

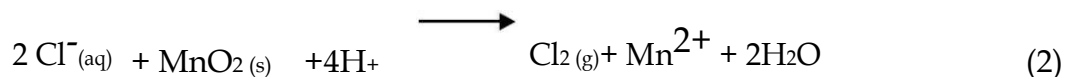
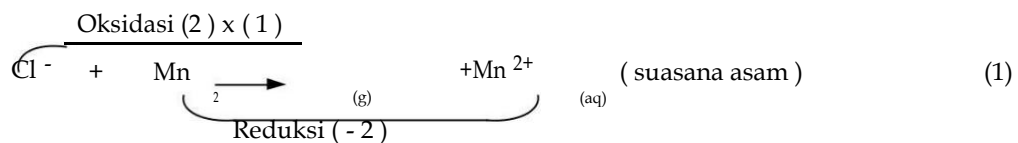
REAKSI REDOKS DAN SEL ELEKTROKIMIA

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.

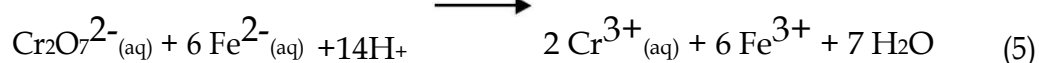
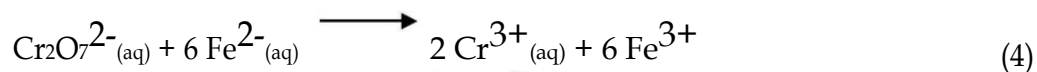
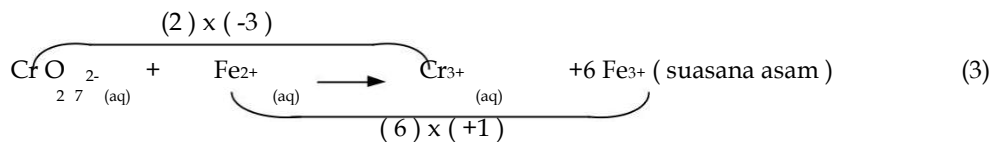
4.1 TEORI

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+} .



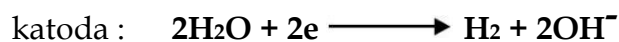
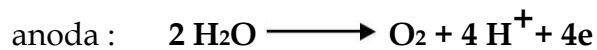
Reaksi (5) juga memenuhi hukum kekekalan muatan dan hukum kekekalan massa.

4.1.2 ELEKTROLISIS

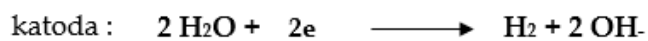
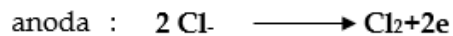
Elektrolisis adalah peristiwa berlangsungnya reaksi kimia oleh arus listrik. Alat elektrolisis terdiri atas sel elektrolitik yang berisi elektrolitik (larutan atau leburan), dan dua elektroda anoda dan katoda. Pada anoda terjadi reaksi oksidasi sedangkan pada katoda terjadi reaksi reduksi.

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

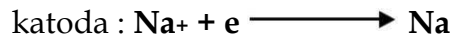
Elektrolisis NaCl pada berbagai keadaan menunjukkan pentingnya suasana sistem yang dielektrolisis. Jika larutan NaCl yang sangat encer dielektrolisis menggunakan elektroda platina, maka reaksi pada kedua elektroda adalah sebagai berikut :



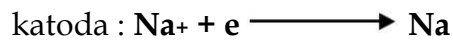
Jika larutan cukup pekat, reaksi-reaksi yang terjadi adalah sebagai berikut :



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

Hukum Faraday ini dapat disimpulkan sebagai berikut :

$$x = \frac{Q}{nF} \cdot A$$

M : jumlah zat

n : perubahan elektron

Q : jumlah listrik dalam coulomb

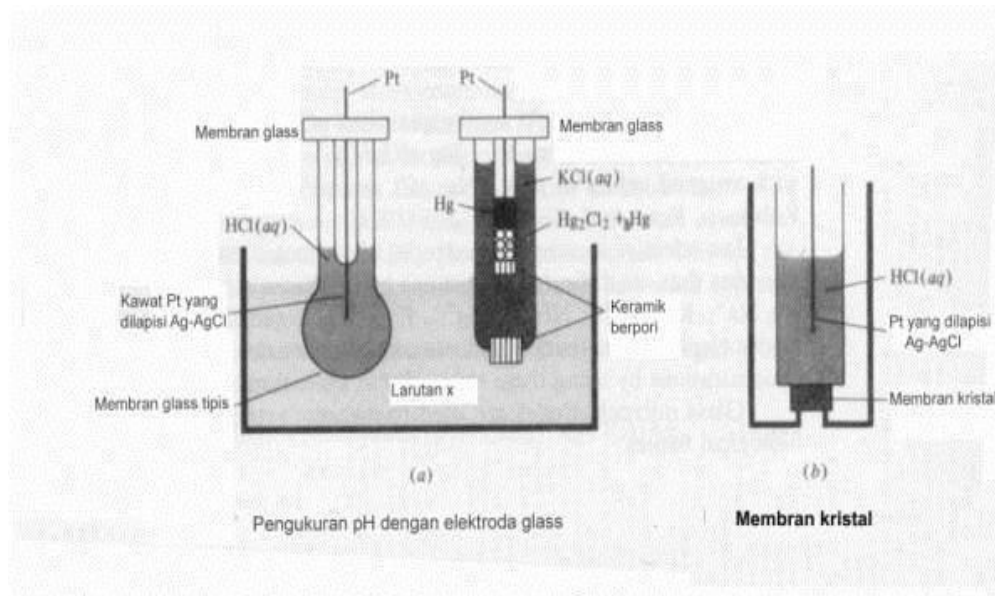
A : massa atom

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

(A/n = berat ekuivalen)

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.
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
- 1(satu) : Thomas Ag Elektroda

4.2 PERCOBAAN

Pada percobaan ini akan dipelajari :

4.2.1. Beberapa reaksi redoks

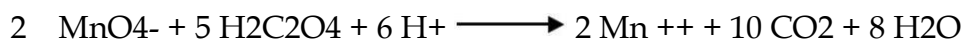
4.2.2. Titrasi redoks $\text{KMnO}_4 - \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

CARA KERJA**4.2.1 BEBERAPA REAKSI REDOKS (Tulis semua persamaan reaksi yang penting).**

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.

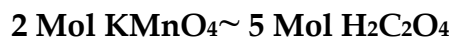
4.2.2 TITRASI REDOKS $\text{KMnO}_4 - \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$

Kalium permanganat merupakan oksidator yang sering digunakan dalam analisa volumetri. Pereaksi 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 dengan cara titrasi misalnya dengan asam oksalat. Titrasi ini berdasarkan reaksi :

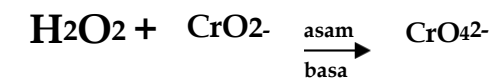


4.2.2.2 CARA TITRASI

- Pipet 10 mL larutan oksalat 0.01 N.
- Tambahkan 25 mL air.
- Tambahkan 5 mL H₂SO₄ 2 M.
- Panaskan sampai hampir mendidih ($\pm 70^{\circ}\text{C}$).
- Segera titrasi dengan larutan KMnO₄ 0.05 N hingga terjadi perubahan warna yang pertama (Perhatikan : pada permulaan 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 !

- A. Persiapan Jurnal Praktikum**
- B. Tugas Sebelum Praktikum**
- C. Jas Laboratorium Lengan Panjang**
- D. 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 :

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.

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 kenol 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.

Untuk reaksi : $A + 2B \longrightarrow 3C + D$

5.2 PERCOBAAN

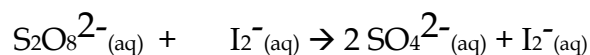
Pada percobaan ini akan dipelajari :

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

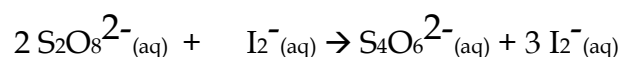
5.2.2 Reaksi antara ion permanganat dan asam oksalat.

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.

PRAKTIKUM KIMIA DASAR
TEKNIK LINGKUNGAN

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

Misalnya untuk dua eksperimen yang $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ dibuat konstan, dan I- diperbesar dengan faktor 2. Laju reaksi dapat dihitung sebagai berikut :

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

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

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

$$\frac{k^{x_2} [\text{I}^-]^{x_2} [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^y}{k^{x_1} [\text{I}^-]^{x_1} [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^y} = 2^x$$

Jika laju 2 dalam eksperimen 2 kali laju 1, x
= 1
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).

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

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 $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$

ekivalen dengan 2 mol $S_2O_3^{2-}$. Jika $1,0 \times 10^{-4}$ mol $S_2O_3^{2-}$ terdapat dalam setiap eksperimen, maka setengah jumlah ini dari mol $S_2O_8^{2-}$ yang bereaksi.

$$S_2O_8^{2-} = (\text{kemolaran } S_2O_3^{2-}) \times (\text{vol. liter}) \left(\frac{1 \text{ mol } I^-}{2 \text{ mol } S_2O_3^{2-}} \right) \left(\frac{1 \text{ mol } S_2O_8^{2-}}{1 \text{ mol } I_3^-} \right)$$

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 :

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

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.

PRAKTIKUM KIMIA DASAR

TEKNIK LINGKUNGAN

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) ₂ O 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 $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ Pada Laju Reaksi

Dalam deret percobaan di bawah ini konsentrasi $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ dibuat konstan sedang konsentrasi KI berubah-ubah dan masing-masing larutan ditambah setetes $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 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)

$$\text{konsentrasi} = \frac{\text{jumlah mol } (\text{NaOH}) \text{ S}_2\text{O}_8^{2-}}{\text{volume campuran reaksi (liter)}}$$

3. Hitung laju reaksi untuk masing-masing percobaan

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

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 $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$ Pada Laju Reaksi (A.2)

1. Hitung konsentrasi KI dalam campuran reaksi setelah pereaksi dicampurkan (sebelum terjadi reaksi).
2. Hitung konsentrasi $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ dalam campuran reaksi setelah pereaksi dicampurkan.
3. Hitung laju reaksi untuk masing-masing percobaan.

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

4. Cari orde reaksi terhadap $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ 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 !

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.

$$Laju = \frac{[S O_2^-]}{(\Delta t, \text{ detik})} = \frac{5,0 \times 10^{-5} \text{ Mol}}{(0,065 \text{ liter})(\Delta t, \text{ detik})}$$

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

Tabung reaksi	Tetes H ₂ C ₂ O ₄	Tetes H ₂ SO 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	?

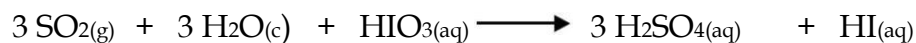
PRAKTIKUM KIMIA DASAR

TEKNIK LINGKUNGAN

Tabung reaksi	Tetes H ₂ C ₂ O ₄	Tetes H ₂ SO ₄ 0,5M	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

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

K = 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 bermacam-macam λ (panjang gelombang), untuk kemudian dialurkannya 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 absorban 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 perkhlorat, sianida, molibdat dan tungstat. Untuk pengerjaan yang teliti, hendaknya kompleks besi (II) fenantrolin diekstraksi dengan nitrobenzena.

6.3 PERALATAN DAN BAHAN KIMIA

- Spektrofometer	- 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 (50ppm)	

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
- 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 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