

PENUNTUN PRAKTIKUM KIMIA DASAR B

KI-1002



**Disusun Ulang Oleh:
Tim Penyusun**

**LABORATORIUM KIMIA DASAR
PROGRAM TAHAP PERSIAPAN BERSAMA
INSTITUT TEKNOLOGI BANDUNG
2024**

DAFTAR ISI

DAFTAR ISI	2
ATURAN & PENGENALAN LABORATORIUM KIMIA DASAR	3
Ketentuan Umum – Kronologis Kegiatan	3
Buku Catatan Praktikum & Laporan	4
Aturan Keselamatan	5
Teknik Laboratorium	6
Peralatan Umum Laboratorium Kimia	12
PERCOBAAN I REAKSI-REAKSI KIMIA & STOIKIOMETRI REAKSI KIMIA	14
PERCOBAAN II PERUBAHAN ENERGI PADA REAKSI KIMIA	21
PERCOBAAN III KINETIKA KIMIA	25
PERCOBAAN IV KESETIMBANGAN KIMIA DAN REAKSI ASAM BASA	34
PERCOBAAN V REAKSI REDOKS DAN SEL ELEKTROKIMIA	41

ATURAN & PENGENALAN LABORATORIUM KIMIA DASAR

SELAMAT DATANG DI LABORATORIUM KIMIA DASAR ITB!

Laboratorium Kimia adalah suatu tempat yang menyenangkan, karena Anda bisa mempelajari dan memahami kimia melalui percobaan. Pada dasarnya Kimia adalah ilmu yang deskriptif/nyata yang mempelajari perubahan fenomena alam. Dengan melakukan praktikum Kimia di laboratorium, Anda diharapkan dapat lebih memahami fenomena yang muncul dalam reaksi-reaksi Kimia, yang selama ini hanya dapat dibaca atau dibayangkan selama mempelajari teori dalam perkuliahan.

Laboratorium Kimia adalah suatu tempat yang sangat berbeda dengan tempat lain karena Anda akan berhadapan langsung dengan zat-zat yang banyak sekali macamnya (**berbahaya**) dan peralatan yang banyak ragamnya, akan tetapi sudah dirancang khusus sehingga memungkinkan kita bisa merasa aman untuk bekerja di dalamnya, dengan syarat harus mengerti aturannya dan tahu cara bekerja yang baik. Di bawah ini akan dijelaskan mengenai aturan/tata tertib bekerja di Laboratorium Kimia Dasar dan pengenalan beberapa peralatan Laboratorium Kimia Dasar. Sebelum Anda memulai kegiatan praktikum, terlebih dahulu **WAJIB** untuk membaca, mempelajari dan memahami ketentuan-ketentuan ini.

Ketentuan Umum – Kronologis Kegiatan

Periode praktikum Kimia Dasar: **pagi** dimulai tepat jam 08.00 s/d 12.00, dan **siang** dimulai jam 13.00 s/d 17.00. Laboratorium Kimia Dasar berada di Gedung Labtek 1A Lt. I dan t. II, Kampus ITB Jatinangor.

Kronologis kegiatan:

- Sesuai dengan jadwal yang sudah ditentukan, praktikan dipersilakan masuk melalui pintu sebelah **Timur** Laboratorium Kimia Dasar Lt. I / Lt II dengan tertib, **tidak boleh memakai sandal, tidak** memakai kaos oblong dan **harus sudah langsung memakai jas laboratorium, kartu tanda pengenalan dan kacamatanya pelindung**.
- Lakukan presensi dengan **memindai barcode** yang ada pada kartu tanda pengenalan saat memasuki laboratorium sebelum praktikum dimulai.
- **Kumpulkan buku catatan praktikum (jurnal praktikum)** di meja yang tersedia.
- Segera berkumpul di bagian depan di dalam Laboratorium Kimia Dasar Lt. I/Lt. II untuk mendengarkan penjelasan dari Pemimpin Praktikum sambil membawa penuntun praktikum dan buku catatan lain (jika diperlukan)
- Setelah itu, kembalilah ke tempat kerja masing-masing (di Laboratorium Kimia Dasar Lt. I atau Lt II). Pada dasarnya, setiap mahasiswa/praktikan akan bekerja sendiri-sendiri di bawah pengawasan asisten.
- Sebelum memulai praktikum, **periksalah peralatan** yang telah disediakan, jumlah maupun keutuhan peralatan apakah sudah sesuai dengan “**daftar inventaris alat**” yang ada. Kalau belum, segera lengkapi dengan cara meminta **petugas** laboratorium di bagian belakang. Jika sudah cocok, **jangan lupa untuk menandatangani penerimaan formulir inventaris masing-masing**. Pelajari nama, kegunaan dan cara menggunakan peralatan tersebut (lihat peralatan dasar laboratorium kimia).

- Praktikan akan dibagi dalam beberapa kelompok yang masing-masing akan dipimpin atau diawasi oleh seorang Asisten. Atas beberapa pertimbangan, asisten akan mengatur pelaksanaan kerja. Nama Asisten harus dicatat dalam buku catatan. Kelompok akan diumumkan sebelum praktikum pertama dilaksanakan.
- **Buku catatan praktikum (jurnal praktikum) harus dikerjakan sebelum praktikum dimulai (JANGAN mengerjakan di sekitar laboratorium) dan wajib dibawa saat praktikum.** Apabila tugas ini tidak dibuat, praktikan **tidak diberikan nilai** untuk percobaan tersebut, atau **tidak diperkenankan mengikuti praktikum** tersebut.
- Aspek yang dinilai dari pelaksanaan percobaan antara lain adalah: **kesiapan, keterampilan, jawaban atas pertanyaan/diskusi** yang diberikan oleh asisten, **kerapian** dan pengaturan tempat kerja, **kemampuan bekerja mandiri, kebenaran/kejujuran dalam pencatatan data, ketaatan** pada instruksi atau peraturan, **penguasaan materi praktikum** dan **kemampuan kerja**. Hasil pengamatan segera dicatat dalam buku catatan. Data lain dapat ditanyakan kepada asisten atau pemimpin praktikum.
- Setelah selesai bekerja, cucilah peralatan praktikum masing-masing dan akan diperiksa oleh petugas Laboratorium.
- Di akhir periode praktikum akan dilakukan **Tes Praktikum sekitar 15-20 menit. Pastikan alat sudah dicuci dan meja telah dibersihkan sebelum tes praktikum dilaksanakan.**
- Petugas akan mencatat kekurangan atau *pemecahan* alat, disaksikan oleh praktikan, diakhiri dengan membubuhkan tanda tangannya.
- Praktikan **harus menandatangani penyerahan peralatan ini. Jangan meninggalkan Laboratorium sebelum petugas/laboran membubuhkan tanda tangan** pada daftar inventaris alat Anda.

CATATAN: Untuk percobaan tertentu, akan diminta dibuatkan LAPORAN praktikum. Selain bekerja secara individu, praktikan juga dilatih bekerja secara kelompok. Dalam keadaan seperti ini, tanggung jawab keberhasilan percobaan ditanggung bersama. Demikian pula dengan peralatan yang digunakan bersama, misalnya buret atau peralatan distilasi. Apabila ada kerusakan atau hilang harus ditanggung bersama. **SELAMAT BEKERJA !**

Buku Catatan Praktikum (Jurnal Praktikum) & Laporan

- Setiap praktikan mempunyai buku penuntun praktikum sendiri. Lengkapi dengan **buku catatan praktikum**, dan alat-alat tulis. Simpanlah buku catatan di atas meja kerja tetapi cukup aman, jangan sampai tersiram zat atau rusak.
- Buku penuntun praktikum terdiri dari : tata tertib, aturan kerja dan keselamatan, dan modul percobaan 1 s/d 5.
- Setiap percobaan akan terdiri dari: Judul percobaan, pendahuluan, bahan dan peralatan, cara kerja dan pertanyaan-pertanyaantugas persiapan praktikum (jika ada).
- Catatan praktikum yang harus dibuat mencakup:
 - Hari dan tanggal
 - Nama asisten
 - Nomor modul dan judul percobaan

- Tujuan percobaan
 - Prinsip percobaan
 - Alat dan bahan
 - *Material safety data sheet* (data singkat mengenai sifat dan cara penanganan bahan kimia yang akan digunakan)
 - Diagram alir cara kerja dan kolom pengamatan
 - Perhitungan/ rumus yang digunakan pada percobaan
 - Kolom diskusi
 - Pustaka/ daftar pustaka
- Setiap percobaan akan dilengkapi dengan **lembar data** (yang akan berisi pengamatan dan **ditanda tangani oleh asisten ybs.**) dan lembar tes praktikum. Lembaran ini akan dibagikan pada saat praktikum dan saat tes praktikum dilakukan (biasanya di akhir waktu praktikum).

Aturan Keselamatan

• Aturan Umum

- Sebelum bekerja di laboratorium, **persiapkan** dengan betul-betul mengenai peraturan di laboratorium dan **menguasai materi** praktikum dengan sebaik-baiknya, mulai dari tujuan, konsep dasar, prosedur dan teknik-teknik pengerjaan yang akan dilakukan.
- Jangan bekerja sendirian di laboratorium, minimal berdua, dan untuk praktikum kimia dasar harus disertai asisten atau instruktur laboratorium, sesuai dengan jadwal yang diberikan.
- Di dalam ruangan laboratorium, **tidak diperbolehkan**: merokok, makan dan minum. Diharuskan memakai baju yang rapi (**bukan kaos oblong**), **memakai jas laboratorium lengan panjang** yang memenuhi syarat, **memakai sepatutertutup (bukan sandal)**. Hal ini demi keselamatan dan kesehatan kerja anda sendiri.
- Selalu dipelihara kebersihan meja kerja, bak cuci, dan sekitarnya. Buanglah sampah pada tempatnya.
- Jika membuang zat cair pekat, dituangkan ke bak cuci sambil diguyur air yang banyak. **Hati-hati dengan H_2SO_4 pekat**, ada caranya sendiri.
- Zat padat dan logam-logam buang ke wadah yang tersedia (**jangan dibuang ke washbak**)!
- Larutan yang mengandung **logam berat** (seperti: **Pb, Cd, Cu, Cr, Hg, Ag, As, Zn, Ni**) **harus dibuang ke wadah/botol tersendiri** yang sudah disediakan. **Jangan sekali-kali dibuang ke washbak!**
- Apabila bekerja dengan gas-gas atau zat berasap/pekat, bekerjalah di dalam lemari asam (**fume hood**), jangan sampai terhirup gas-gas beracun. Jangan sekali-kali meninggalkan percobaan yang sedang berjalan, tunggu sampai prosesnya berhenti.
- Laboratorium Kimia adalah tempat yang khusus serius untuk belajar dan bekerja. Dilarang ngobrol, bercanda atau main-main dengan teman. Janganlah membuang-buang waktu percuma.
- Bekerjalah yang tekun, percaya diri dan jangan ragu-ragu. **Catatlah** setiap kejadian dan pengamatan percobaan dengan teliti dan cermat, sebab salah satu kegiatan terpenting dalam praktikum adalah pengamatan dan pengumpulan data. Jangan ragu untuk bertanya kepada asisten, dan jawablah setiap pertanyaan yang diajukan asisten dengan singkat dan jelas.

• Menanggulangi kecelakaan/kebakaran

- Kecelakaan adalah kejadian yang tidak diharapkan. Akan tetapi laboratorium adalah tempat yang banyak bahayanya, baik bahaya keracunan maupun kebakaran. Kalau terjadi kecelakaan atau kebakaran, yang pertama dan utama harus dilakukan adalah: **JANGAN PANIK!**
- Apabila kulit anda terkena zat kimia, agar secepatnya **dicuci dengan air kran** dan menggunakan sabun cuci. Jika yang kena adalah mata atau muka, semprot langsung dengan air kran di atas bak cuci. **Jangan sekali-kali digosok dengan tangan**, apa lagi sebelum cuci tangan. Secepatnya hubungi petugas/asisten untuk minta pengobatan darurat.
- Apabila anggota badan yang terkena, apa lagi jumlahnya banyak, gunakan **shower atau air kran** yang besar, segera lepas baju laboratorium atau penutup lain di bagian yang kena zat. Segera lapor ke petugas untuk mendapat pengobatan selanjutnya.
- Bila terjadi kebakaran di atas meja kerja, misalnya larutan dalam gelas kimia, pertama-tama jangan panik, jangan coba memadamkan sendiri apa lagi membanting gelas yang terbakar. **Menjauhlah** dari meja, segera laporkan ke petugas/asisten. Bila tidak ada yang menolong, tutup gelas yang terbakar dengan **lap basah atau keset basah**, biarkan mati sendiri atau disemprot dengan alat pemadam kebakaran yang ada.
- Bila tangan atau kulit terbakar (jumlah kecil), taruh air es di sekitar yang terbakar, lalu obati dengan obat analgesik misalnya salep atau larutan rivanol. Mintalah pada petugas/asisten.

• Zat Kimia & Pereaksi

- Zat kimia dan pereaksi yang diperlukan untuk Praktikum Kimia Dasar ini pada umumnya sudah disediakan.
- Apabila pemakaiannya diserahkan kepada masing-masing praktikan, maka zat-zat tersebut dan pereaksi-pereaksi, akan disimpan di atas meja khusus untuk ini. Biasanya diletakkan di meja-meja pinggir laboratorium dekat jendela.
- Setiap praktikan **WAJIB** memelihara kebersihan meja zat ini, dan paling utama adalah **menjaga pereaksi-pereaksi jangan sampai rusak atau terkontaminasi** akibat *kecerobohan pengambilan*. Misalnya salah menggunakan pipet untuk mengambil zat. Setiap pereaksi dilengkapi dengan pipet sendiri-sendiri (**pipet-pipet tidak boleh ditukar**), atau kalau botol reagen tidak ada pipetnya berarti pengambilannya dengan cara dituangkan ke dalam gelas ukur.
- Bila akan melakukan tes reaksi, bawalah tabung reaksi bersih di atas rak tabung reaksi ke meja pereaksi. Pencampuran dilakukan di sini juga, dengan catatan harus bekerja dengan tertib, cari tempat yang kosong, dan **jangan mencampurkan pipet tetes**.
- Setiap botol zat dan pereaksi, ada labelnya yang jelas berisi nama, rumus kimia dan konsentrasi atau identitas lain. **Bacalah dengan teliti** sebelum Anda menggunakannya. **Tidak diperbolehkan menukar tutup botol**.
- Zat kimia yang pekat misalnya HCl, H₂SO₄, NaOH, harus disimpan di lemari asam. Juga apabila bekerja dengan zat-zat tersebut.

Teknik Laboratorium

• Peralatan Dasar Laboratorium Kimia

Peralatan laboratorium sederhana yang biasa digunakan di Laboratorium Kimia Dasar, umumnya terdiri dari peralatan gelas yang sering digunakan dan sangat diperlukan sebagai sarana dan alat bantu untuk melakukan percobaan (sederhana). Beberapa peralatan yang umum dipakai di laboratorium adalah:

- **Gelas kimia** (*beaker glass*), berbagai ukuran yang ditulis di bagian luar, ukuran ini sesuai dengan kapasitas penampungannya. Digunakan untuk menampung cairan atau larutan, juga memanaskannya, terbuat dari gelas bahan kuat pemanasan misalnya Pyrex.
- **Labu Erlenmeyer** (*Erlenmeyer Flask*), seperti halnya gelas kimia, karena berbentuk labu erlenmeyer ini bisa digunakan untuk mengaduk cairan melalui pengocokan, juga bisa untuk melakukan titrasi. Untuk titrasi ini ada labu yang disebut labu titrasi, yang bentuknya mirip erlenmeyer hanya lehernya lebih lebar.
- **Gelas ukur** (*graduated cylinder*), untuk mengukur volume cairan yang terdapat di dalamnya (berukuran), juga terdiri dari berbagai macam ukuran/kapasitas.
- **Pipet** (*pipette*), untuk mengukur volume cairan yang kita ambil atau perlukan. Ada beberapa macam, pertama **pipet volumetri** (*volumetric pipette*) yang hanya bisa mengambil sejumlah volume (dengan tepat) cairan, kedua **pipet berukuran** (*graduated measuring*) yang bisa mengatur jumlah volume (dengan teliti) cairan yang kita ambil, ketiga **pipet tetes** (*medicine dropper/Pasteur pipette*) yang bisa mengambil sejumlah kecil cairan.
- **Buret**, sama seperti pipet berukuran, hanya karena buret mempunyai kran untuk mengatur keluarnya cairan, kita tidak perlu membaca setiap waktu ukurannya. Alat ini digunakan untuk melakukan titrasi.
- **Tabung reaksi** (*Test Tube*), terbuat dari gelas, berbagai macam ukuran yang menunjukkan kapasitasnya, digunakan untuk melakukan reaksi kimia dalam jumlah sedikit.
- **Kaca arloji** (*watch glass*), terbuat dari gelas bening, berbagai ukuran diameternya, digunakan untuk reaksi atau penguapan sederhana.
- **Corong** (*funnel*), terbuat dari gelas atau porselen, digunakan untuk menyaring secara gravitasi, ada corong tangkai panjang dan pendek.
- **Corong buchner**, jenis corong juga yang terbuat dari porselen, bedanya corong ini digunakan untuk penyaringan cepat dengan cara penyedotan (*suction*) melalui pengisap/vakum, juga dilengkapi dengan labu isapnya. Banyak digunakan di laboratorium kimia organik.
- **Corong pisah** (*separating funnel*), terbuat dari gelas, digunakan untuk memisahkan dua lapisan cairan atau lebih, dalam cara pemisahan ekstraksi.
- **Cawan penguapan** (*evaporating Dish*), terbuat dari porselen, berbagai ukuran kapasitas, digunakan untuk menguapkan larutan.
- **Cawan krus** (*crucible*), seperti cawan porselen, hanya ukurannya lebih tinggi, digunakan untuk menguapkan dilanjutkan dengan pemijaran zat padatnya.
- **Spatula**, dengan berbagai ukuran, terbuat dari besi dan gelas, gunanya untuk mengambil zat padat.
- **Batang pengaduk**, terbuat dari gelas, digunakan untuk mengaduk larutan dalam labu.
- **Kasa asbes** (*wire gauze/screen with asbestos center*), kawat yang dilapisi asbes, gunanya untuk menahan dan menyebarkan panas yang berasal dari api bunsen.

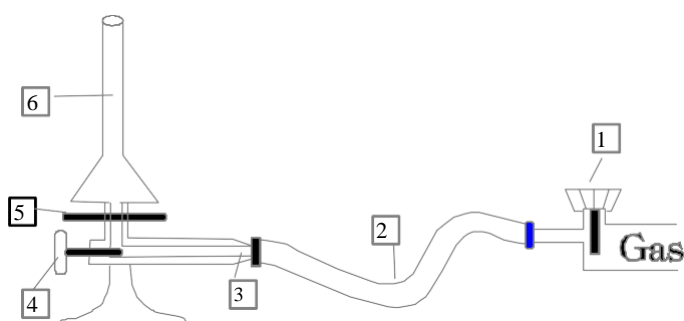
- **Kaki tiga** (*tripod stand*), terbuat dari besi yang menyangga ring, digunakan untuk memanaskan. **CATATAN:** Anda harus tahu kegunaannya dan tepat cara menggunakannya!



➤ **Alat Pembakar (*Bunsen Burner*)**

Ada beberapa macam pembakar yang biasa digunakan di laboratorium, antara lain pembakar *Bunsen*, *Meeker* dan *Fisher* (lihat gambar di samping), dan pada prinsipnya memiliki prinsip yang sama. Alat ini di desain agar efisien dan efektif dalam penggunaannya, karena kuantitas dan kualitas panas yang dihasilkannya bisa diatur yaitu dengan kran penyalur gas (kuantitas) dan keping udara (kualitas panas). Kenalilah bau gas yang digunakan pada alat pembakar Anda (*awas gas ini beracun!*).

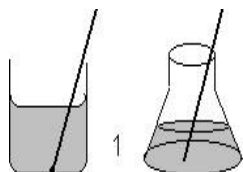
➤ **Cara menyalakan & mengatur panas pembakar Bunsen:**



Bagian pembakar bunsen:

1. Kran gas
2. Selang karet plastik
3. Penyalur gas
4. Pengatur aliran gas
5. Keping udara
6. Cerobong

Sementara kran gas (1) ditutup, buka kran penyalur aliran gas (4) dengan memutar ke kiri. Tutup rapat keping udara (5). Nyalakan batang korek api (demi keselamatan Anda, jangan mempergunakan kertas, kain atau sampah lainnya). Buka kran gas dan dekatkan batang korek api pada mulut atas cerobong (6). Atur keping udara sampai warna nyala tidak kuning. Besarnya api untuk pemanasan diatur dengan kran penyalur gas, sedangkan tingkat panas nya api, yang ditentukan oleh jumlah campuran oksigen dari udara, diatur dengan keping udara. Api yang panas warnanya biru. Pelajari bentuk api di mulut pembakar bunsen. Di bagian mana panas api paling tinggi dan berapa derajat panasnya ?

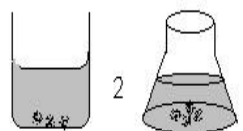


➤ **Cara Memanaskan Cairan/larutan**

Secara umum Anda harus sangat memahami segi keamanan yang meliputi tempat kerja, peralatan, zat, orang di sekitar dan tentu saja diri sendiri. Masalahnya bagaimana memanaskan cairan agar aman? Suatu hal yang sejauh mungkin harus dihindari pada pemanasan cairan yaitu *bumping* (menggelelegak tiba-tiba).

a) Memanaskan cairan dalam tabung reaksi:

- Jangan mengarahkan mulut tabung reaksi kepada tetangga atau diri sendiri!
- Jepitlah tabung di dekat mulut nya!

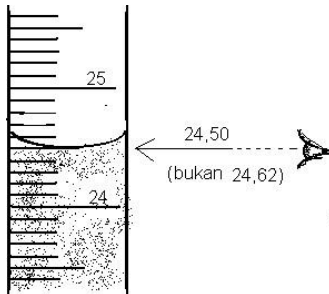


- Miringkan ke arah yang aman, panas kan sambil sebentar-sebentar dikocok.
 - Lakukan pengocokkan terus beberapa saat setelah api di jauhkan/tidak dipanaskan lagi.
- b) Memanaskan cairan dalam gelas kimia atau elenmeyer, harus menggunakan :(1) **Batang pengaduk** ;atau (2) **Batu didih**.

Untuk pemanasan menggunakan labu erlenmeyer, bisa dilakukan dengan cara memanaskan langsung di atas api (untuk pelarut yang tidak mudah terbakar), sambil cairannya digoyangkan/diputar, sekali- kali diangkat bila sudah terasa akan mendidih.

➤ Cara membaca volume (gelas ukur)

Gelas ukur atau labu ukur adalah alat untuk mengukur jumlah cairan yang terdapat di dalamnya.



Oleh karena itu skala 0 (dalam millilitre, mL) akan terletak di bagian bawah. Masukkan jumlah zat cair yang akan diukur volumenya, lalu tepatkan dengan pipet tetes sampai skala yang diinginkan. Yang penting di sini adalah cara membaca skala harus dibaca garis singgung skala dengan bagian bawah miniskus cairan. Miniskus adalah garis lengkung (untuk air akan cekung) permukaan cairan akibat adanya gaya adhesi atau kohesi zat cair dengan gelas. Dalam contoh gambar, yang dibaca adalah **24,50 mL bukan 24,62 mL**.

➤ Cara menggunakan pipet



Pipet adalah peralatan untuk memindahkan sejumlah tertentu zat cair dari satu tempat ke tempat lain. Secara umum ada 3 jenis pipet yaitu pipet tetes (dropping pipet), pipet volumetri (*volumetric pipette*) dan pipet berukuran (*measuring pipette*).

Pipet tetes, digunakan untuk memindahkan sejumlah tertentu dimana volumenya tidak diukur. Untuk pengambilan cairan digunakan karet. Perbedaan pipet tetes ditentukan oleh ujung pipet ada yang runcing atau panjang (kapiler) ada yang besar (biasa).

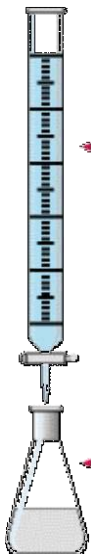
Pipet volumetri atau disebut juga pipet gondok, ukuran nya tertera di permukaan gelas,

digunakan untuk memindahkan **volume tertentu (dengan teliti)** cairan. Cara menggunakan pipet volumetri: celupkan bagian bawah pipet ke dalam cairan (sampai terendam), lalu cairan disedot dengan **aspirator karet** (lihat gambar) sampai melebihi garis batas, ditahan jangan sampai terbuka lalu pindahkan ke tempat lain sambil ujung pipet menempel di gelas. Sisa di ujung pipet jangan dikeluarkan. **Catatan:** untuk latihan, penyedotan dilakukan dengan mulut – jangan sampai terminum – lalu waktu menahan cairan supaya digunakan telunjuk, bukan jempol.

Pipet berukuran, digunakan untuk memindahkan **sejumlah tertentu** volume (dengan teliti) cairan. Sesuai dengan namanya, pipet ini mempunyai skala ukuran dimana skala 0 terdapat dibagian atas (bagian tangan). Cara kerjanya mirip dengan seukuran, bedanya pipet ini diisi sampai tepat di skala 0, lalu

ditahan dengan telunjuk, dan apabila mau mengeluarkan cairan harus diatur kecepatannya agar volume yang dikeluarkan sesuai dengan yang diperlukan.

➤ Cara menggunakan buret



Buret, adalah alat khusus di laboratorium kimia karena dari segi kegunaan adalah merupakan gabungan dari seluruh pipet, malahan ada kelebihan dibandingkan pipet berukuran karena pada waktu mengeluarkan tidak perlu diawasi skalanya. Alat ini digunakan untuk melakukan pekerjaan titrasi, yaitu cara penentuan konsentrasi suatu larutan dengan larutan lain yang sudah diketahui konsentrasinya, dengan metoda ekuivalensi, misalnya asam-basa atau redoks. Untuk mengetahui telah tepat dicapainya titik ekuivalensi, digunakan zat indikator, yang biasanya zat warna seperti phenolphthalein. Untuk pekerjaan titrasi ini diperlukan alat agar bisa mengukur secara teliti jumlah larutan yang telah dikeluarkan, tanpa harus dibaca setiap pengeluaran. Untuk itulah digunakan buret, karena alat ini mempunyai skala ukuran volume (mL) dan untuk pengeluarannya digunakan kran yang kecepatannya bisa diatur.

Cara menyiapkan buret: bagian dalam pipa buret harus bersih dan bebas lemak, untuk itu diperlukan pencucian khusus. Kran ditutup kemudian masukkan cairan /larutan dari atas melalui corong gelas. Perhatikan apakah kran bocor, kalau bocor, kran harus dibuka dan diolesi dengan sedikit vaselin. Isi sampai melebihi skala 0, lalu dengan membuka sedikit kran atur permukaan miniskus cairan menyinggung garis skala 0 mL (dibagian atas buret). Cara menggunakan buret (dalam titrasi): **siapkan labu titrasi yang sudah diisi sejumlah tertentu**

larutan yang akan ditentukan konsentrasinya, juga dua tiga tetes indikator, di bawah kran buret. Pegang kran buret dengan tangan kiri (bukan tangan kanan) dimana telapak tangan menggenggam seluruh kran dan telunjuk-ibu jari bisa memutar kran dari bagian dalam. Labu titrasi dipegang lehernya dengan tangan kanan. Sambil menggoyangkan bagian bawah labu titrasi, kran buret dibuka perlahan sampai mendekati titik ekuivalen. Jika sudah dekat titik ekuivalensi, atur pengeluaran sedikit-sedikit sampai menjelang perubahan warna indikator, sebab setengah tetes pun akan sangat berarti dalam menentukan titik akhir titrasi.

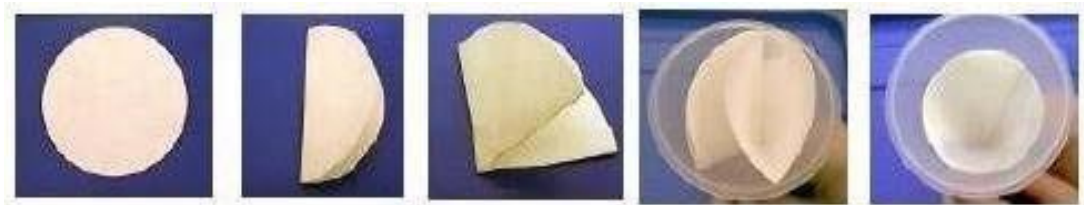


➤ Cara Melakukan Penyaringan

Penyaringan adalah salah satu metode untuk pemisahan dan pemurnian suatu campuran. Cara penyaringan yang baik akan menghasilkan produk yang baik pula. Dalam berbagai percobaan Kimia, tahap pemisahan dan pemurnian merupakan salah satu tahap yang penting. Oleh karena itu, keterampilan melakukan penyaringan merupakan suatu hal yang harus dikuasai praktikan. Peralatan yang harus disiapkan diantaranya adalah

corong penyaring dan kertas saring. Terdapat beberapa jenis corong penyaring, namun yang biasa digunakan untuk penyaringan biasa adalah **corong (funnel)** dan **corong Buchner** (lihat gambar di samping). Ada pula jenis corong lain yang disebut **corong pisah (separatory funnel)**, yang

biasa digunakan untuk pemisahan dengan metode ekstraksi, bukan penyaringan biasa. Cara melipat kertas saring pun akan menentukan baik tidaknya proses penyaringan. Usahakan agar ukuran kertas saring tidak lebih besar daripada ukuran corongnya.

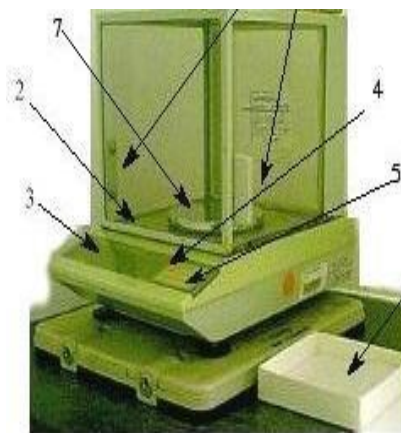


➤ Cara menggunakan Neraca

Neraca atau timbangan adalah alat untuk mengukur massa atau berat. Prinsip kerjanya adalah kesetimbangan diantara dua piringan. Jenis neraca pada umumnya ditentukan oleh sensitifitas dan ketelitian penimbangan, neraca teknis 0,01 s/d 0,001 gram, sedangkan neraca analitis < 0,0001 gram. Secara teknis, neraca sekarang dibagi dua macam yaitu: *triple-beam balance* (ayunan, gambar di samping atas dan samping bawah) dan *top-loader balance* (torsion), dan pembacaannya secara elektrik atau digital (gambar di bawah).



1



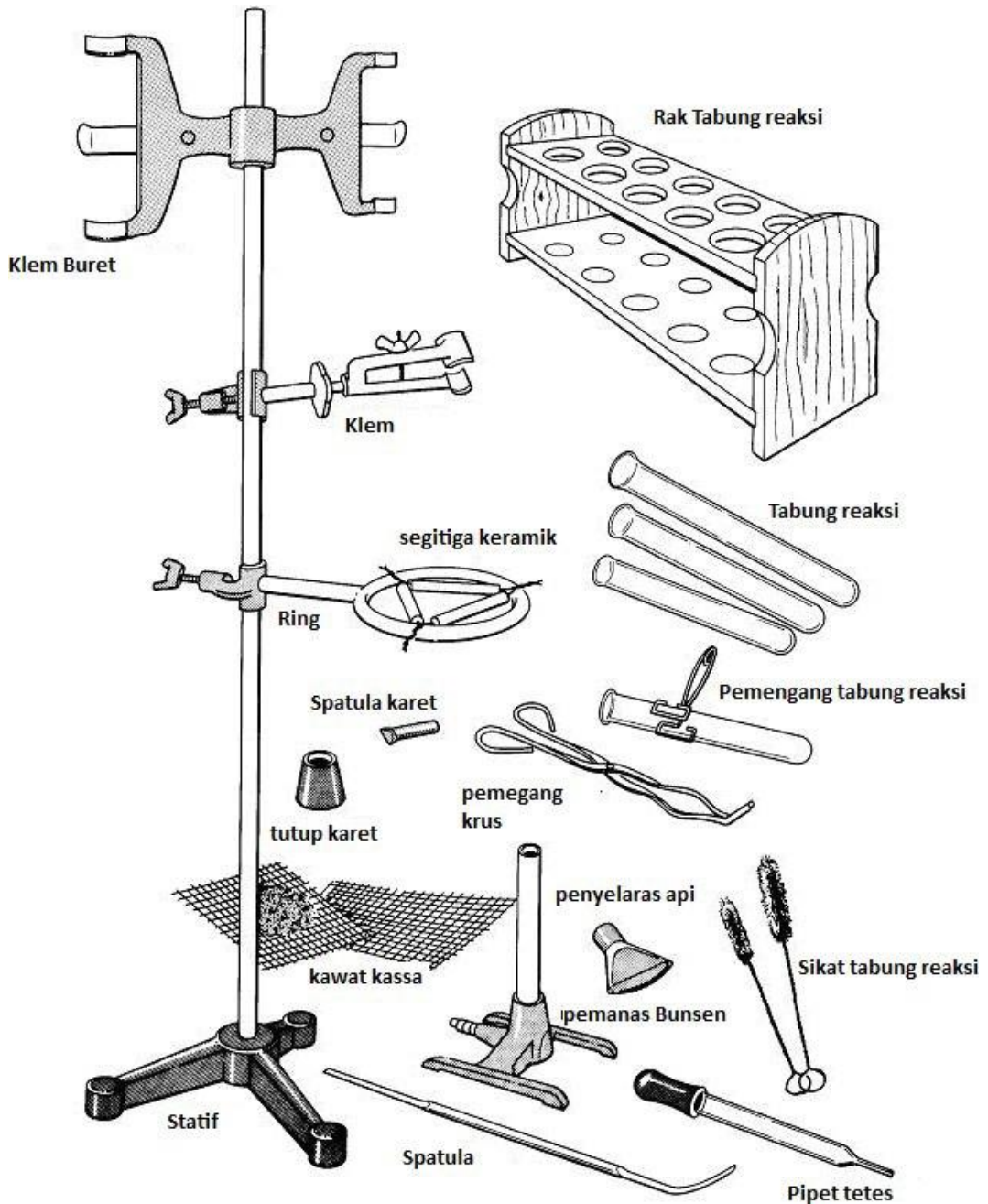
1. Sliding glass doors
2. Leveling bubble
3. Mass display
4. ON/OFF key
5. RE-ZERO key
6. Weighing paper
7. Balance pan

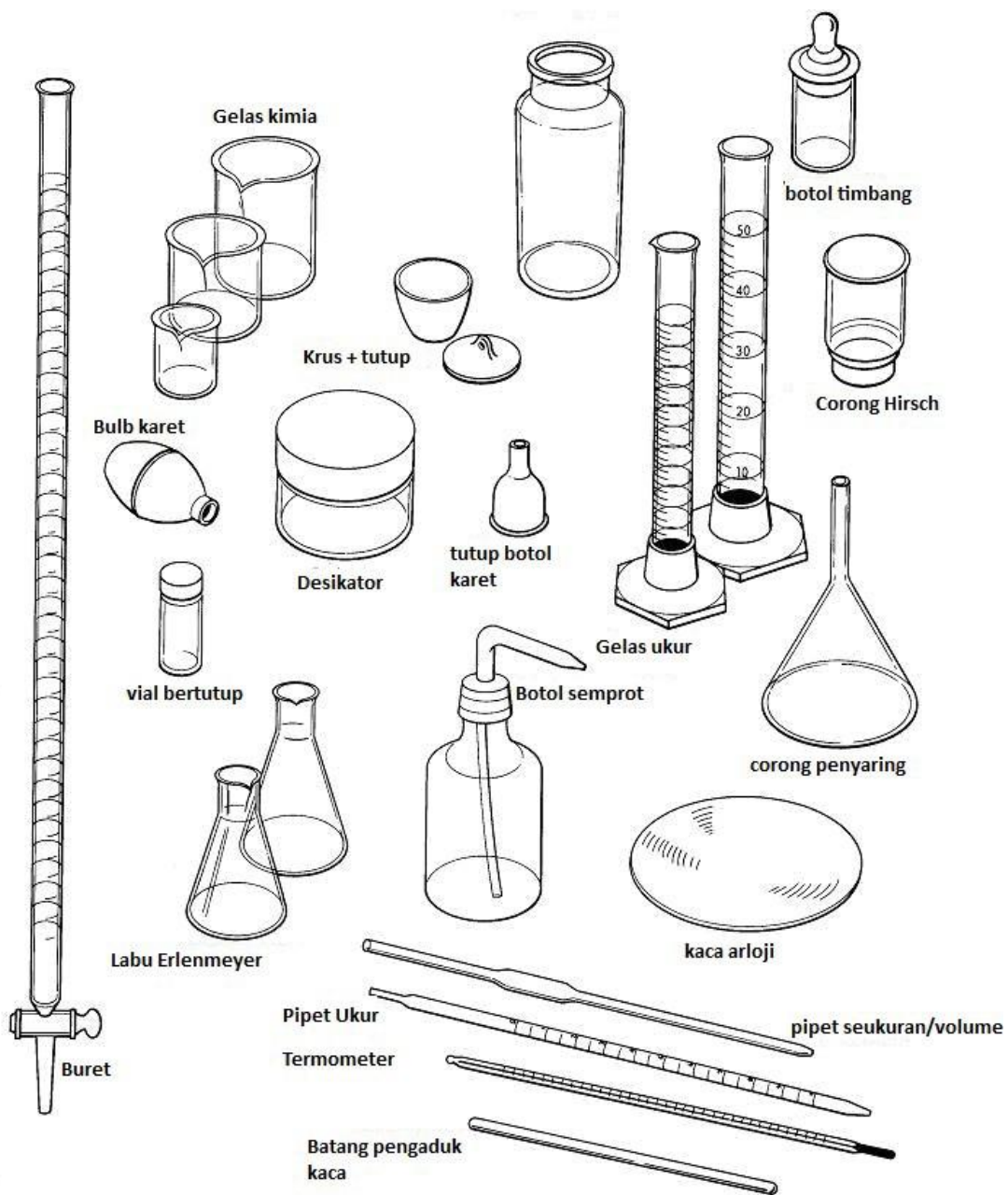
Prinsip dasar melakukan penimbangan:

1. Siapkan neraca pada keadaan/posisi kesetimbangan/bebannya kosong, artinya di nol-kan dulu neracanya.
2. Simpan obyek yang mau ditimbang di lengan kiri neraca, dan lengan kanan untuk tempat anak timbangan.

3. Kembalikan kesetimbangan neraca dengan cara menyimpan anak timbangan di bagian kanan. Sistematika menyeimbangkan dimulai dengan anak timbangan besar mendekati berat obyek, diteruskan dengan anak timbangan yang lebih kecil dan seterusnya.

Peralatan Umum Laboratorium Kimia





PERCOBAAN I

REAKSI- REAKSI KIMIA & STOIKIOMETRI

REAKSI KIMIA

PENDAHULUAN

Reaksi kimia merupakan suatu proses, melibatkan dua atau lebih pereaksi yang menghasilkan suatu produk yang memiliki sifat fisik/kimia yang berbeda dengan pereaksinya. Secara umum, reaksi kimia dikelompokkan menjadi dua, yaitu reaksi asam-basa dan reaksi reduksi-oksidasi. Reaksi asam-basa merupakan reaksi kimia yang melibatkan netralisasi ion H^+ dan OH^- (teori Arrhenius), akseptor-donor ion proton (H^+ , teori Bronsted-Lowry), akseptor-donor pasangan elektron (teori asam-basa Lewis), atau akseptor-donor ion oksida (O^{2-}). Reaksi reduksi-oksidasi adalah reaksi kimia yang melibatkan transfer elektron antara reduktor dan oksidator, serta adanya perubahan bilangan oksidasi. Perubahan-perubahan yang dapat diamati dalam suatu reaksi kimia antara lain: (i) adanya gas sebagai produk reaksi; (ii) adanya endapan; (iii) perubahan pH larutan; (iv) perubahan warna larutan; atau (v) perubahan suhu larutan.

Berikut contoh beberapa reaksi kimia:

(i) Reaksi oksidasi-reduksi:

Pembentukan gas: $2Al(s) + 6HCl(aq) \rightarrow 2AlCl_3(aq) + 3H_2(g)$

Pemurnian bijih oksida: $Fe_2O_3(s) + 3CO(g) \rightarrow 2Fe(s) + 3CO_2(g)$

Analisa kualitatif/kuantitatif etanol:

$2K_2Cr_2O_7(aq) + 3C_2H_5OH(aq) + 8H_2SO_4(aq) \rightarrow 2Cr_2(SO_4)_3(aq) + 3HC_2H_3O_2(aq) + 2K_2SO_4(aq) + 11H_2O$

(ii) Reaksi asam-basa:

Netralisasi: $NH_3(aq) + HCl(aq) \rightarrow NH_4Cl(aq)$

Pembentukan endapan: $2AgNO_3(aq) + Na_2CrO_4(aq) \rightarrow Ag_2CrO_4(s) + 2NaNO_3(aq)$

Dekomposisi termal: $CaCO_3(s) \rightarrow CaO(s) + CO_2(g)$ (berlangsung pada $900^\circ C$, akseptor- donor oksida, ion Ca^{2+} menerima ion O^{2-} dari ion CO_3^{2-})

Perbandingan stoikiometri pereaksi-pereaksi sangat penting dalam mengamati keberlangsungan suatu reaksi kimia. Pengamatan yang umum dilakukan pada suatu reaksi kimia antara lain perubahan temperatur, jumlah produk reaksi (endapan, gas), pH larutan, dan warna larutan. Salah satu metoda yang umum digunakan untuk menentukan stoikiometri suatu reaksi adalah metoda JOB atau metoda variasi kontinu. Prinsip metoda ini adalah pengukuran perubahan sifat fisik dalam suatu reaksi pada jumlah mol masing-masing pereaksi bervariasi, tetapi dengan jumlah mol total pereaksi tetap. Perubahan sifat fisik yang dapat diamati dalam suatu reaksi kimia antara lain perubahan temperatur, massa, volume, pH larutan, dan daya serap. Perubahan sifat fisik tersebut sangat tergantung pada jumlah mol pereaksi yang digunakan dalam percobaan. Oleh karena itu, data-data perubahan sifat fisik dan jumlah mol pereaksi dapat digambarkan dalam suatu grafik, yang kemudian digunakan untuk menentukan perbandingan stoikiometri suatu reaksi.

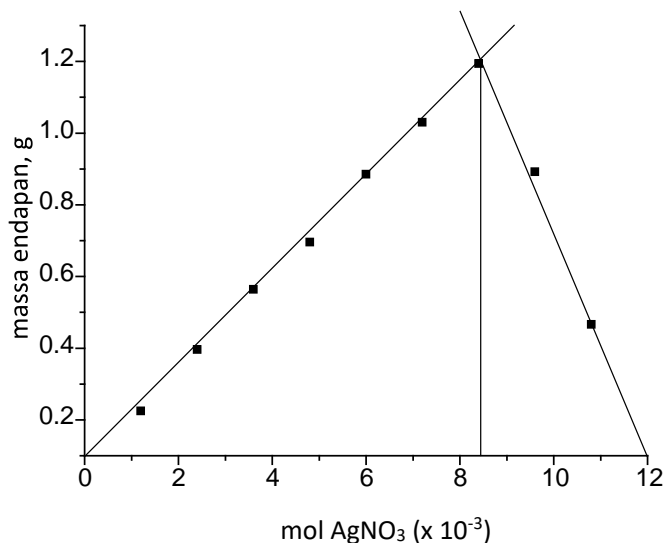
Berikut contoh stoikiometri reaksi AgNO_3 dengan K_2CrO_4 , menggunakan data berat produk reaksi yang dialurkan terhadap data mol AgNO_3 yang divariasikan.

Tabel 1.1. Volume larutan AgNO_3 - K_2CrO_4 dan perhitunganmol

Kondisi	Vol. AgNO_3 0,24 M (mL)	Vol. K_2CrO_4 0,24 M (mL)	Vol. Total larutan (mL)	Perhitunganmol($\times 10^{-3}$)		
				AgNO_3	K_2CrO_4	Total
1	5	45	50	1,20	10,80	12,0
2	10	40	50	2,40	9,60	12,0
3	15	35	50	3,60	8,40	12,0
4	20	30	50	4,80	7,20	12,0
5	25	25	50	6,00	6,00	12,0
6	30	20	50	7,20	4,80	12,0
7	35	15	50	8,40	3,60	12,0
8	40	10	50	9,60	2,40	12,0
9	45	5	50	10,80	1,20	12,0

Tabel 1.2. Massa produkreaksi dari eaksi AgNO_3 - K_2CrO_4

Kondisi	mol. AgNO_3 ($\times 10^{-3}$)	mol. K_2CrO_4 ($\times 10^{-3}$)	Massa produk (g)
1	1,20	10,80	0,225
2	2,40	9,60	0,396
3	3,60	8,40	0,564
4	4,80	7,20	0,696
5	6,00	6,00	0,885
6	7,20	4,80	1,030
7	8,40	3,60	1,194
8	9,60	2,40	0,892
9	10,80	1,20	0,598



Gambar 1.1 Grafik perubahan massa endapan terhadap jumlah mol AgNO₃ yang direaksikan

Berdasarkan grafik pada Gambar 1.1, perbandingan stoikiometri reaksi AgNO₃ dengan K₂CrO₄ adalah 2:1, dan rumus molekul endapan yang dihasilkan adalah Ag₂CrO₄ (mol AgNO₃ : mol K₂Cr₂O₄ = 8,4: 3,6 = 2,33: 1 ~ 2: 1).

Dalam percobaan ini akan dipelajari reaksi-reaksi kimia yang menggunakan air sebagai pelarut dan setiap reaksi kimia diamati perubahan-perubahan yang terjadi. Setelah selesai melakukan percobaan, mahasiswa diharapkan:

- (i) mengenal jenis-jenis bahan kimia,
- (ii) dapat menuliskan rumus kimia setiap bahan kimia,
- (iii) dapat menuliskan persamaan reaksi dengan benar, dan
- (iv) mengenal berbagai jenis reaksi kimia.

Dalam percobaan ini juga akan dipelajari stoikiometri reaksi untuk:

- (i) Pb(C₂H₃O₂)₂ dan KI,
- (ii) HCl dan NaOH.

Pada reaksi (i), perubahan sifat fisik yang diamati adalah massa produk reaksi yang dihasilkan, sementara perubahan temperatur diamati pada reaksi (ii). Pada reaksi (i) dipelajari persen hasil dengan cara membandingkan berat produk hasil percobaan terhadap berat produk hasil perhitungan.

$$\% \text{hasil} = \frac{\text{berat produk hasil percobaan}}{\text{berat produk hasil perhitungan}} \times 100\%$$

BAHAN KIMIA & PERALATAN

Bahan-bahan kimia yang diperlukan dalam percobaan ini, yaitu

larutan CuSO_4 0,1 M, HCl 0,1 M, AgNO_3 0,1 M, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 M, $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ 0,1 M, KI 0,1 M, NaOH 0,1 M, NH_3 0,1 M, HCl 1 M, NaOH 1 M, KMnO_4 0,05 M, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,1 M, $\text{Fe}(\text{II})$ 0,1 M, H_2SO_4 2 M, H_2O_2 3%, $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ 0,1 M, KI 0,1 M, padatan $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ dan KI , logam Mg , Cu , dan Zn .

Peralatan yang diperlukan dalam percobaan ini yaitu:

tabung reaksi, rak tabung, pipet tetes, spatula, neraca analitis, gelas ukur 50 mL, gelas kimia 50 mL/ 100 mL, termometer.

CARA KERJA

BAGIAN 1: Reaksi Oksidasi Logam

- Larutan CuSO_4 0,1M sebanyak 1 mL dimasukkan ke dalam tabung reaksi, kemudian masukkan sepotong logam Mg ke dalam larutan tersebut. Amati perubahan yang terjadi pada awal reaksi dan setelah 5 menit reaksi berlangsung.
- Larutan HCl 0,1M sebanyak 1 mL dimasukkan ke dalam tabung reaksi, kemudian masukkan sepotong logam Zn ke dalam larutan tersebut. Amati perubahan yang terjadi pada awal reaksi dan setelah 5 menit reaksi berlangsung.
- Larutan AgNO_3 0,1M sebanyak 10 tetes dimasukkan ke dalam tabung reaksi, kemudian masukkan sepotong logam Cu ke dalam larutan tersebut. Amati perubahan yang terjadi pada awal reaksi dan setelah 5 menit reaksi berlangsung.
- Berdasarkan hasil pengamatan ketiga reaksi di atas, apakah ketiga reaksi tersebut dapat berlangsung secara spontan? Tuliskan persamaan reaksi yang setara untuk masing-masing reaksi di atas. Gunakan data potensial reduksi standar, E° , untuk masing-masing pereaksi di atas.

BAGIAN 2: Reaksi Ion Pb^{2+}

- Larutan $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 M sebanyak 1 mL dimasukkan ke dalam tabung reaksi, kemudian tambahkan 2 mL larutan $\text{NaC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ 0,1 M ke dalam larutan tersebut. Amati perubahan yang terjadi.
- Larutan $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 M sebanyak 1 mL dimasukkan ke dalam tabung reaksi, kemudian tambahkan 2 mL larutan KI 0,1 M ke dalam larutan tersebut. Amati perubahan yang terjadi.
- Berdasarkan hasil pengamatan kedua reaksi di atas, tuliskan persamaan reaksi yang setara untuk masing-masing reaksi di atas.
- Apakah kedua reaksi di atas menghasilkan endapan dalam larutan? Bila ya, beri penjelasan mengapa dapat terbentuk endapan dalam larutan tersebut.

Diketahui $K_{sp} \text{PbI}_2$ (25 °C) = $7,9 \times 10^{-9}$ dan kelarutan $\text{Pb}(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ (20 °C) = 44,31 g/100 mL.

BAGIAN 3: Reaksi Reduksi Ion Cu^{2+} Dalam Fasa Padat & Larutan

- Siapkan 4 tabung reaksi.
Tabung 1 & 2: masing-masing diisi dengan sesedikit mungkin padatan $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
Kemudian masing-masing tabung diberi label A dan B.

Tabung 3 & 4: masing-masing diisi dengan sesedikit mungkin padatan KI. Kemudian masing-masing tabung diberi label C dan D.

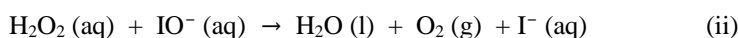
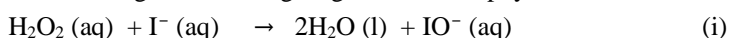
- Padatan yang terdapat pada tabung A dituangkan ke dalam tabung C, kemudian diamati perubahan yang terjadi.
- Kedalam masing-masing tabung B dan D tambahkan 3 mL air dan kemudian diaduk sampai padatan larut seluruhnya. Larutan tabung B dituangkan ke dalam larutan tabung D, amati perubahan yang terjadi.
- Berdasarkan hasil pengamatan tahap b dan c, apa perbedaan reaksi dalam fasa padat (tahap b) dengan larutan (tahap c) ?
- Tuliskan persamaan reaksi untuk masing-masing reaksi tersebut.

BAGIAN 4: Perubahan Warna Indikator Dalam Reaksi Asam-Basa

- Larutan NaOH sebanyak 1 mL dimasukkan ke dalam tabung reaksi, kemudian tambahkan 2 tetes larutan indikator ke dalam larutan tersebut. Ke dalam larutan NaOH tersebut tambahkan 1 mL larutan $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (tetes demi tetes). Amati apakah ada perubahan warna larutan NaOH setelah penambahan larutan indikator dan larutan $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Hitung jumlah tetesan hingga terjadi perubahan warna! Beri penjelasannya mengapa hasil pengamatannya demikian.
- Larutan NH_3 0,1 M (*catatan: larutan NH_3 bukan larutan NH_4OH*) sebanyak 1 mL dimasukkan ke dalam tabung reaksi, kemudian tambahkan 2 tetes larutan indikator ke dalam larutan tersebut. Ke dalam larutan NH_3 tersebut tambahkan 1 mL larutan $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (tetes demi tetes). Amati apakah ada perubahan warna larutan NH_3 setelah penambahan larutan indikator dan larutan $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Hitung jumlah tetesan hingga terjadi perubahan warna! Beri penjelasannya mengapa hasil pengamatannya demikian.
- Tuliskan persamaan reaksi untuk kedua reaksi di atas.
- Berdasarkan kekuatan asam/basa, diskusikan apa perbedaan antara reaksi (a) dan reaksi (b).

BAGIAN 5: Reaksi Reduksi Hidrogen Peroksida

Diketahui reaksi larutan H_2O_2 dengan KI berlangsung dalam 2 tahap, yaitu:



Berdasarkan tahap reaksi di atas, I^- ada pada awal dan akhir reaksi. Hal ini menunjukkan bahwa KI merupakan katalis untuk reaksi reduksi H_2O_2 . **Lakukan percobaan di bawah ini di lemari asam.**

Larutan H_2O_2 3% sebanyak 2 mL dimasukkan kedalam tabung reaksi, kemudian tambahkan sedikit padatan KI (seujung sendok kecil) ke dalam larutan tersebut. Amati perubahan yang terjadi. Apakah ada perubahan suhu dan warna larutan?

BAGIAN 6: Reaksi Reduksi Kalium Permanganat

Kalium permanganat, KMnO_4 , merupakan salah satu oksidator kuat yang banyak digunakan dalam reaksi-reaksi kimia. Diketahui, unsur Mn dapat membentuk senyawa dengan bilangan oksidasi yang sangat bervariasi, yaitu +2, +3, +4, +5, +6, dan +7. Dalam suasana asam, ion MnO_4^- dapat direduksi menjadi ion MnO_4^{2-} (larutan berwarna hijau), MnO_2 (padatan berwarna coklat kehitaman), atau Mn^{2+} (larutan berwarna merah muda) sangat tergantung pada jenis reduktor yang digunakan dalam reaksi. Reduktor yang dapat mereduksi ion MnO_4^- antara lain Zn, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, dan Fe. Hal ini berkaitan dengan nilai potensial reduksi E° antara KMnO_4 dengan reduktor.

- Dalam tabung reaksi, masukkan 1 mL $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,1 M dan 2 mL H_2SO_4 2 M. Kemudian kedalam larutan tersebut, tambahkan larutan KMnO_4 0,05 M tetes demi tetes sampai diamati adanya perubahan warna dan sambil dikocok. Perhatikan waktu yang diperlukan larutan KMnO_4 untuk berubah warnanya serta jumlah KMnO_4 yang diperlukan.
- Dalam tabung reaksi, masukkan 1 mL Fe(II) 0,1 M dan 2 mL H_2SO_4 2 M. Kemudian kedalam larutan tersebut, tambahkan larutan KMnO_4 0,05 M tetes demi tetes sampai diamati adanya perubahan warna dan sambil dikocok. Perhatikan waktu yang diperlukan larutan KMnO_4 untuk berubah warnanya serta jumlah KMnO_4 yang diperlukan.
- Manakah waktu yang lebih cepat terjadinya perubahan warna KMnO_4 , pada reaksi (a) ataukah (b)? Beri penjelasannya mengapa demikian hasilnya.
- Tuliskan persamaan reaksi setara untuk kedua reaksi di atas.
- Jika 1 tetes larutan KMnO_4 diasumsikan setara dengan 0,05 mL, maka hitung jumlah mol KMnO_4 yang diperlukan pada masing-masing reaksi di atas. Apakah jumlah mol KMnO_4 yang diperlukan dalam kedua reaksi tersebut berbeda? Beri penjelasannya mengapa demikian hasilnya.

BAGIAN 7: Reaksi Larutan $\text{Pb(C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ dan KI

- Ke dalam gelas kimia 50 mL tuangkan 2 mL larutan $\text{Pb(C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ 0,1 M. Kemudian tambahkan 2 mL larutan KI 0,1 M.
- Letakkan sebuah kertas saring di atas sebuah kaca arloji (yang telah dikeringkan di dalam oven) dan timbang massa totalnya menggunakan neraca analitis (ditimbang secara bersama-sama). Catat massa kertas saring dan kaca arloji dalam buku Anda.
- Letakkan kertas saring tersebut di atas sebuah corong dan erlenmeyer. Kemudian tuang campuran $\text{Pb(C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ dan KI menggunakan bantuan batang pengaduk. **Hati-hati jangan sampai tumpah!**
- Bilas batang pengaduk dan gelas kimia dengan aqua dm sebanyak 3 kali. Pastikan semua endapan terbilas dengan sempurna. Setelah tidak ada lagi filtrat yang turun, letakkan kertas saring di atas kaca arloji.
- Selanjutnya kertas saring (yang berisi endapan) dikeringkan di dalam oven dengan suhu 100°C selama kurang lebih 30-45 menit.
- Dinginkan kertas saring dan kaca arloji pada suhu ruang. Lalu, timbang menggunakan neraca analitis.
- Hitung berat teoritis produk reaksi dari reaksi 2 mL larutan $\text{Pb(C}_2\text{H}_3\text{O}_2)_2$ 0,1 M dan 2 mL larutan KI 0,1 M. Kemudian hitung % hasil (rendemen endapan PbI_2) dengan menggunakan rumus di atas (bagian pendahuluan).

BAGIAN 8: Reaksi Asam-Basa

- Siapkan larutan NaOH 1 M sebanyak 75 mL di dalam gelas kimia, kemudian ukur temperaturnya.
- Siapkan larutan HCl 1 M sebanyak 75 mL di dalam gelas kimia yang berbeda, kemudian ukur temperaturnya. Pastikan suhu awal masing-masing larutan sama.
- Ukur volume larutan NaOH 1 M sebanyak 5 mL dan larutan HCl 1 M sebanyak 25 mL.
- Campurkan kedua larutan di dalam gelas kimia 50 mL kemudian sambil diaduk, ukur temperatur campuran tersebut.
- Ulangi tahap c dan d, dengan komposisi larutan (kondisi 2 – 5) sebagai berikut:

Tabel 1.3 Komposisi larutan untuk reaksi asam basa

Kondisi	Volume larutan NaOH 1M, mL	Volume larutan HCl 1M, mL
1	5	25
2	10	20
3	15	15
4	20	10
5	25	5

- f. Buat grafik T (perubahan temperatur) terhadap volume NaOH atau HCl dengan T adalah perubahan temperatur ($T = T_A - T_M$; T_A = temperatur campuran dan T_M = temperatur awal masing-masing larutan.)

JANGAN LUPA MEMBAWA:

- Buku catatan praktikum
- Jas Lab lengan panjang
- Kacamata pelindung
- Alat hitung (kalkulator)
- Sarung tangan lab

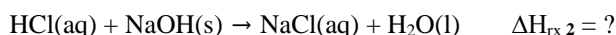
PERCOBAAN II

PERUBAHAN ENERGI PADA REAKSI KIMIA

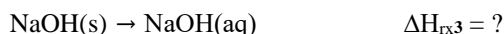
PENDAHULUAN

Termokimia adalah salah satu cabang ilmu Kimia yang mempelajari perubahan kalor dalam suatu reaksi kimia. Perubahan kalor yang terlibat dalam suatu reaksi dapat diukur melalui penyederhanaan berbagai parameter sistem dan lingkungan reaksi. Pada percobaan ini, perubahan kalor yang terjadi dipelajari pada tekanan tetap dan hanya menyangkut zat padat dan zat cair saja (perubahan volume sangat kecil). Oleh karena itu, kerja yang berkaitan dengan sistem reaksi tersebut ($w = -P\Delta V$), dapat diabaikan. Berdasarkan hukum I termodinamika, perubahan energi dalam, ΔE , yang menyertai reaksi pada kondisi percobaan ini, adalah sama dengan perubahan entalpi reaksi, ΔH_{rx} . Selain menggunakan pendekatan hukum kekekalan energi, azas Black yang menjelaskan tentang “kalor yang dilepas sama dengan kalor yang diterima” juga digunakan untuk menyelesaikan masalah pada percobaan ini. Melalui penyederhanaan berbagai parameter reaksi, perubahan kalor hasil reaksi kimia dalam suatu kalorimeter dapat dengan mudah ditentukan melalui pengukuran perubahan suhu campuran reaksi.

Pada percobaan ini, akan ditentukan kalor reaksi yang dilepaskan dari reaksi penetralan asam-basa antara asam klorida (HCl) dengan natrium hidroksida (NaOH) pada dua kondisi yang berbeda:



Kalor molar reaksi dari proses pelarutan natrium hidroksida padat, NaOH(s) , di dalam air juga akan ditentukan pada percobaan ini,



Penentuan nilai perubahan kalor ketiga reaksi di atas dapat dihitung menggunakan pendekatan Hukum Hess. Hukum Hess menyatakan bahwa *perubahan entalpi suatu proses keseluruhan adalah penjumlahan dari perubahan-perubahan entalpi dari masing-masing tahap tunggal reaksi* atau dalam arti lain, perubahan entalpi tidak bergantung pada bagaimana suatu reaksi berjalan, hanya bergantung pada kondisi awal dan akhir reaksi. Perhatikan bahwa reaksi 3 dan reaksi 1 secara bersama-sama merupakan tahap alternatif untuk menghasilkan reaksi 2. Jadi, ketika konsentrasi larutan NaOH dan HCl dikontrol sedemikian rupa sehingga sama besar pada ketiga reaksi tersebut, maka dapat dinyatakan bahwa:

$$\Delta H_{rx1} + \Delta H_{rx3} = \Delta H_{rx2}$$

Untuk menentukan nilai ΔH_{rx1} , ΔH_{rx2} , dan ΔH_{rx3} , pada percobaan ini akan digunakan kalorimeter sederhana yang terbuat dari gelas *styrofoam*. Gelas *Styrofoam* tersebut diberi tutup dari bahan yang sama dan dilubangi untuk memasukkan termometer dan batang pengaduk ke dalam gelas *styrofoam*. *Styrofoam* merupakan isolator yang baik, walaupun sebagian kalor tentunya akan diserap oleh *Styrofoam* dan sebagian akan dilepaskan ke lingkungan, namun nilai kalor tersebut cukup kecil bila dibandingkan dengan jumlah kalor yang diserap oleh larutan di dalam kalorimeter. Konsekuensinya, pada kondisi

percobaan ini diasumsikan bahwa tidak ada kalor yang diserap oleh gelas *styrofoam*, tutup gelas *styrofoam*, termometer, dan batang pengaduk serta lingkungan gelas *styrofoam*. Kalorimeter jenis lainnya dapat juga digunakan pada percobaan penentuan jumlah kalor reaksi penetralan reaksi asam-basa.

(PENJELASAN TENTANG PERHITUNGAN AKAN DIBANTU OLEH ASISTEN SAAT PRAKTIKUM BERLANGSUNG)

BAHAN KIMIA & PERALATAN

Bahan-bahan kimia yang diperlukan dalam percobaan ini, yaitu Larutan HCl 2 M, NaOH 2 M, padatan NaOH, aqua dm.

Hati-hati! padatan NaOH bersifat higroskopis dan dapat menyebabkan iritasi pada kulit

Peralatan yang diperlukan dalam percobaan ini yaitu:

Kalorimeter sederhana, *stopwatch*, batang pengaduk, neraca analitis, gelas ukur 50 mL, gelas kimia 50 mL/100 mL, termometer.

CARA KERJA

BAGIAN 1 : Penentuan Tetapan Kalorimeter

- Panaskan minimal 30 mL air keran dalam gelas kimia menggunakan hotplate hingga mencapai suhu $\pm 60^\circ\text{C}$.
- Masukkan 25 mL air keran dingin ke dalam kalorimeter, lalu ukur suhunya.
- Ambil 25 mL air keran yang telah dipanaskan, lalu ukur dengan pasti suhu air panas yang telah dituang tersebut.
- Dinginkan thermometer dengan cara mencelupkan ujungnya ke dalam air keran dingin.
- Campurkan 25 mL air panas dengan air dingin dalam kalorimeter, lalu segera tutup kalorimeter. Pada saat yang sama, nyalakan stopwatch.
- Lakukan pengadukan campuran dalam kalorimeter dengan cara menggoyang kalorimeter (hati-hati jangan sampai air dalam kalorimeter tumpah). Catat suhu campuran dalam kalorimeter setiap 10 detik hingga total waktu 60 detik, lalu lanjutkan pencatatan dengan interval 30 detik hingga diperoleh minimal 3 data konstan.
- Tentukan suhu akhir (konstan) yang tercapai, lalu tentukan tetapan kalorimeter (C_{kal}) dengan persamaan :

$$Q_{\text{dilepas}} = -Q_{\text{diserap}}$$
$$m_p \times c_{\text{air}} \times (T - T_p) = -([m_d \times c_{\text{air}} \times (T - T_d)] + [C_{\text{kal}} \times (T - T_d)])$$

m_p = massa air panas

m_d = massa air dingin

T_p = suhu air panas

T_d = suhu air dingin

T = suhu akhir (konstan) yang tercapai setelah pencampuran

c_{air} = kalor jenis air

C_{kal} = tetapan kalorimeter

BAGIAN 2: Penentuan Kalor Reaksi Penetralkan: $\text{HCl}_{(\text{aq})} + \text{NaOH}_{(\text{aq})}$

- Siapkan larutan HCl 2M dan larutan NaOH 2M di dalam dua gelas kimia berbeda, ukur suhu masing-masing larutan, catat. Pastikan suhu awal masing-masing larutan sama.
- Ukur volume larutan HCl 2M dan larutan NaOH 2M masing-masing 25 mL.
- Masukkan kedua larutan ke dalam kalorimeter satu per satu, lalu segera tutup kalorimeter. Pada saat yang sama, nyalakan *stopwatch*.
- Lakukan pengadukan dan ukur suhu larutan di dalam kalorimeter setiap 10 detik, sampai diperoleh suhu maksimum dan relatif konstan atau suhu akan menurun perlahan dan kemudian relatif konstan.
- Hitung jumlah mol untuk setiap pereaksi (HCl dan NaOH) dan produk reaksi.
- Hitunglah kalor reaksi penetralkan per mol untuk reaksi di atas.

BAGIAN 3: Penentuan Kalor Reaksi Penetralkan: $\text{HCl}_{(\text{aq})} + \text{NaOH}_{(\text{s})}$

- Campurkan 30 mL larutan HCl 2M dengan 20 mL aqua dm di dalam kalorimeter. Ukur dan catat suhu larutan tersebut.
- Timbang 2,00 g padatan NaOH .
- Nyalakan *stopwatch*. Pada $t = 0$ detik, masukkan padatan NaOH ke dalam kalorimeter dan segera tutup kalorimeter. **Hati-hati! padatan NaOH bersifat higroskopis dan dapat menyebabkan iritasi pada kulit.**
- Lakukan pengadukan dan ukur suhu larutan di dalam kalorimeter setiap 10 detik, sampai diperoleh suhu maksimum dan relatif konstan atau suhu akan menurun perlahan-lahan dan kemudian relatif konstan.
- Hitung jumlah mol masing-masing pereaksi (HCl dan NaOH) dan tentukan manakah yang bertindak sebagai pereaksi pembatas.
- Hitung jumlah mol produk yang dihasilkan.
- Hitunglah kalor reaksi penetralkan per mol untuk reaksi di atas.

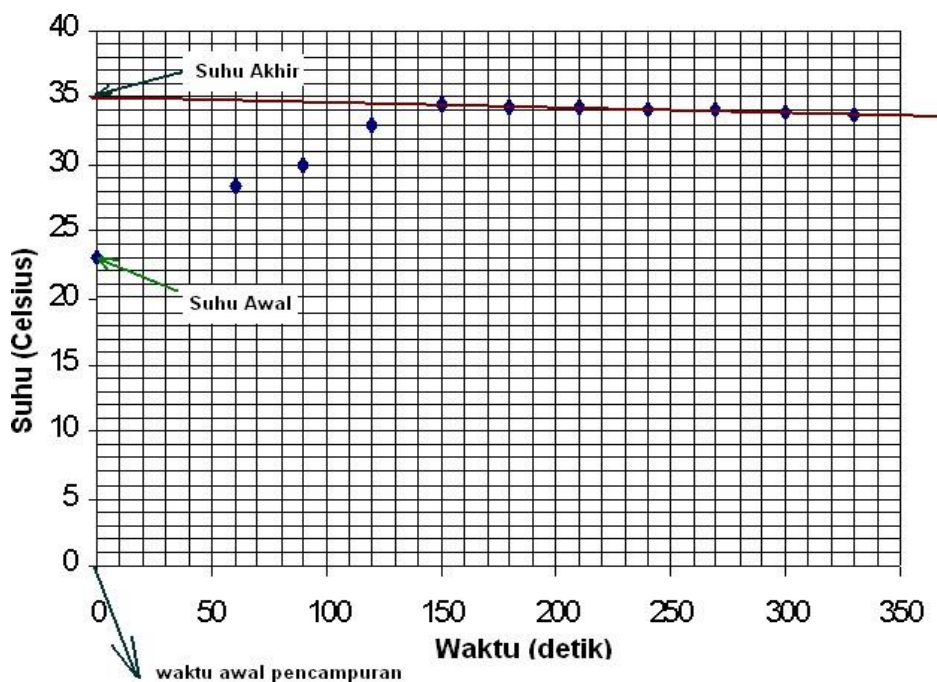
BAGIAN 4: Penentuan Kalor Pelarutan: $\text{NaOH}_{(\text{s})} \rightarrow \text{NaOH}_{(\text{aq})}$

- Masukkan 50 mL aqua dm ke dalam kalorimeter. Ukur dan catat suhunya.
- Timbang 6,00 g padatan NaOH .
- Nyalakan *stopwatch*. Pada $t = 0$ detik, masukkan padatan NaOH ke dalam kalorimeter dan segera tutup kalorimeter.
- Lakukan pengadukan dan ukur suhu larutan di dalam kalorimeter setiap 10 detik, sampai tercapai suhu maksimum dan cenderung konstan atau mengalami penurunan secara perlahan-lahan dan kemudian relatif konstan.
- Hitunglah kalor pelarutan per mol untuk padatan NaOH dalam air.
- Bandingkan hasil perhitungan (bagian e) dengan perhitungan menggunakan **Hukum Hess!** Gunakan hasil perhitungan pada bagian (2) dan bagian (3) untuk menghitung kalor pelarutan tersebut (menggunakan **Hukum Hess**).

PENGOLAHAN DATA

Pengolahan data untuk percobaan 2 – 4 mengikuti tahap-tahap sebagai berikut:

- Alurkan perubahan data T (suhu, °C) terhadap t (waktu, detik) untuk setiap reaksi (2–4).
- Tunjukkan suhu awal dan suhu akhir untuk masing-masing reaksi tersebut, seperti yang ditunjukkan pada **Gambar 4.1**.
- Hitung selisih suhu (ΔT) untuk masing-masing reaksi di atas.
- Hitung kalor yang diserap oleh kalorimeter, q_1 .
- Hitung kalor yang diserap oleh larutan, q_2 .
- Hitung kalor yang dihasilkan dalam reaksi, q_3 ($q_3 = q_1 + q_2$).
- Hitung entalpi reaksi per mol, ΔH ($\Delta H = q_3/\text{mol}$ zat yang terlibat dalam reaksi).



JANGAN LUPA MEMBAWA:

- Buku catatan praktikum
- Jas Lab lengan panjang
- Kacamata pelindung
- Alat hitung (kalkulator)
- Sarung tangan lab
- Penggaris

PERCOBAAN III

KINETIKA KIMIA

PENDAHULUAN

Reaksi kimia berlangsung dengan kecepatan tertentu. Parameter kecepatan reaksi adalah waktu. Ada beberapa reaksi yang berlangsung dalam waktu yang sangat singkat sehingga sulit diukur. Akan tetapi terdapat banyak reaksi, baik untuk senyawa organik atau anorganik yang berlangsung dalam kecepatan yang dapat diukur pada suhu yang tertentu. Pada modul ini, akan dipelajari tentang laju reaksi, suasana yang mempengaruhi laju reaksi, dan mekanisme reaksi. Laju reaksi diukur sebagai berkurangnya zat yang bereaksi atau bertambahnya zat hasil reaksi. Pada umumnya laju reaksi bergantung pada konsentrasi zat yang bereaksi, temperatur, dan katalis. Selain 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 eksperimen dan tidak dapat disimpulkan hanya dari persamaan reaksi. Telah dikenal bahwa sejumlah reaksi mempunyai laju, yang pada suhu tertentu sebanding dengan konsentrasi dari satu, dua atau mungkin tiga pereaksi yang masing-masing diberi pangkat dengan bilangan kecil yang disebut orde reaksi. **Orde reaksi** terhadap suatu pereaksi sama dengan eksponen pada hukum laju reaksi.

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

Hukum laju reaksinya:

$$r = -\frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{d[B]}{dt} = +\frac{1}{3} \frac{d[C]}{dt} = +\frac{d[D]}{dt} = k \cdot [A]^m [B]^n$$

dengan t = waktu

$-\frac{d[A]}{dt}$ dan $-\frac{1}{2} \frac{d[B]}{dt}$: Laju berkurangnya konsentrasi pereaksi A dan B dalam mol / liter / detik.

$+\frac{1}{3} \frac{d[C]}{dt}$ dan $+\frac{d[D]}{dt}$: Laju bertambahnya konsentrasi hasil reaksi C dan D dalam mol / liter / detik

dengan **k** adalah *tetapan laju reaksi* serta **m** dan **n** sebagai *orde reaksi*.

Suatu reaksi kimia dapat berlangsung apabila orientasi antar pereaksinya tepat satu sama lain dan tercapainya energi pengaktifan reaksi. Energi pengaktifan adalah energi yang dibutuhkan untuk mengatasi efek sterik dan untuk memulai pemutusan ikatan lama pada pereaksi. Energi pengaktifan ini diperlukan untuk mengubah substrat pereaksi menjadi spesi kompleks teraktifkan (keadaan transisi). Energi pengaktifan merupakan perbedaan jarak antara posisi energi pereaksi dengan energi pada keadaan transisi. Energi pengaktifan biasanya dilambangkan dengan ΔH^\ddagger , ΔH^* , atau E_a , atau ΔG^\ddagger , ΔG^* jika energi bebas yang dijadikan patokan.

Energi pengaktifan dihubungkan dengan tetapan laju reaksi, k , dan temperatur oleh *persamaan Arrhenius* berikut:

$$k = Ae^{-E_a/RT}$$

atau ungkapan logaritmanya adalah :

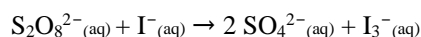
$$\ln k = \left(\frac{-E_a}{R} \right) \left(\frac{1}{T} \right) + \ln A$$

keterangan: **R** adalah tetapan gas ideal: **8,314 Jmol⁻¹K⁻¹**

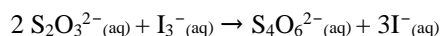
T adalah temperatur dalam K.

Pada percobaan ini akan ditentukan persamaan laju reaksi antara ion peroksida sulfat atau persulfat ($S_2O_8^{2-}$) dengan ion iodida (I^-). Untuk mendapatkan persamaan laju reaksi tersebut, maka percobaan ini akan menentukan orde reaksi dan tetapan laju reaksi. Selain itu, pada percobaan ini akan diamati mekanisme reaksi kompleks dan reaksi dekomposisi hidrogen peroksida dengan katalis. Energi pengaktifan dapat ditentukan dengan menentukan hubungan antara laju reaksi dengan temperatur.

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 triiodida direaksikan dengan ion tiosulfat yang diketahui jumlahnya



Guna penambahan ion tiosulfat ialah:

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

Pada setiap percobaan, masing-masing campuran terdapat $S_2O_8^{2-}$, I^- , dan $S_2O_3^{2-}$ dengan jumlah tertentu, dan larutan kanji. Karena dalam setiap percobaan jumlah tiosulfat tetap, maka jumlah iod yang dihasilkan sebelum terjadi perubahan warna biru, akan sama dalam semua percobaan. Selang waktu antara pencampuran pereaksi dan timbulnya warna biru merupakan ukuran bagi laju reaksi. Laju reaksi berbanding terbalik dengan waktu.

BAHAN KIMIA & PERALATAN

Bahan-bahan kimia yang diperlukan dalam percobaan ini adalah:

Larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,01 M, KI 0,40 M, KI 0,20 M, KI 0,10 M, KI 0,05 M, $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ 0,40 M, $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ 0,20 M, $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ 0,10 M, $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ 0,05 M, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 M, Fe^{3+} 0,05 M, $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ 0,1 M, H_2O_2 30%, larutan kanji, deterjen/sabun cair, zat pewarna makanan merah atau biru, larutan KI jenuh, dan air bebas mineral.

Peralatan yang diperlukan dalam percobaan ini adalah:

Peralatan gelas standar, termometer, *stopwatch*, pipet volumetri 10 mL pipet volumetri 25 mL, dan pemanas listrik.

CARA KERJA

BAGIAN 1: Penentuan Persamaan Laju Reaksi $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ dan I^-

BAGIAN 1.1: Pengaruh Konsentrasi I^- pada Laju Reaksi

Dalam deret percobaan ini konsentrasi $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ dibuat konstan, sedangkan konsentrasi I^- berubah-ubah.

1. Ukur 5,0 mL larutan kanji dengan gelas ukur dan masukkan ke dalam gelas kimia 250 mL. Tambahkan 10 mL larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,01 M yang diukur dengan pipet volumetri atau buret. Tambahkan lagi 25 mL KI 0,40 M dengan menggunakan pipet volumetri atau buret. Aduk campuran ini. Pipet 25 mL $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ 0,2 M dengan pipet volumetri ke dalam gelas kimia 50 mL yang kering. Samakan temperatur kedua larutan ini, campurkan dengan segera larutan $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ ke dalam campuran KI- $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ -kanji. Catat selang waktu mulai dari dilakukan pencampuran hingga campuran menjadi biru (campuran diaduk dengan batang pengaduk). 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

Kondisi percobaan 1, 2, 3, dan 4 dapat dilihat pada tabel berikut:

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

BAGIAN 1.2: Pengaruh Konsentrasi $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ pada Laju Reaksi

Dalam deret percobaan ini konsentrasi I^- dibuat konstan, sedangkan konsentrasi $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ berubah-ubah.

Ikuti cara pengerjaan seperti pada percobaan 1.1

1. Ukur 25 mL larutan KI 0,2 M, 10,0 mL $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,01 M dan 5 mL larutan kanji kemudian masukkan ke dalam gelas kimia. Samakan temperatur kedua larutan ini. Campurkan dengan segera larutan $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ 0,4 M ke dalam campuran larutan KI - $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ - kanji. Catat selang waktu mulai dilakukan pencampuran

hingga campuran menjadi biru (sementara itu dengan perlahan-lahan campuran diaduk dengan batang pengaduk). Catat temperatur larutan.

2. Ulangi percobaan dengan konsentrasi $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ 0,20 M
3. Ulangi percobaan dengan konsentrasi $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ 0,10 M
4. Ulangi percobaan dengan konsentrasi $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ 0,05 M

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

BAGIAN 1.3: Pengaruh Penambahan $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ pada Laju Reaksi

Dalam deret percobaan ini konsentrasi $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ dibuat konstan sedangkan konsentrasi KI berubah-ubah dan masing-masing larutan ditambah satu tetes, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0,1 M, seperti terlihat pada tabel berikut ini.

Percobaan	Konsentrasi Pereaksi	
	KI (M)	$(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8 (\text{M})$
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 1.1

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 dan satu tetes $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0,10 M. Dalam gelas kimia yang lain terdapat 25 mL $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$ 0,20 M.

BAGIAN 2: Penentuan Energi Pengaktifan Reaksi Redoks Fe^{3+} dengan $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

- a. Siapkan 3 buah gelas Kimia 250 mL. Isilah gelas kimia 1 dengan air dingin (ukur suhunya dengan termometer, kira-kira sama dengan suhu kamar, yaitu 25°C). Isilah gelas kimia 2 dengan air pada suhu 45°C . Isilah gelas 3 dengan air bersuhu kira-kira 65°C .
- b. Masukkan masing-masing 2 mL larutan 0,05 M Fe^{3+} ke dalam 3 buah tabung reaksi. Tabung 1 diletakkan dalam gelas kimia 1, tabung 2 diletakkan dalam gelas kimia 2, tabung 3 diletakkan dalam gelas kimia 3. Biarkan beberapa saat sampai tabung reaksi dan larutan di dalamnya sesuai dengan suhu dalam gelas kimia masing-masing.
- c. Siapkan 3 buah tabung reaksi yang lain dan isilah masing-masing tabung reaksi dengan 2 mL larutan $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ 0,1 M. Berilah masing-masing tabung reaksi dengan label A,B, dan C.
- d. Salah seorang dari kelompok anda menuangkan isi larutan dalam tabung A ke dalam tabung reaksi 1 dan pada saat yang bersamaan rekan anda menyalakan *stopwatch* ketika kedua larutan mulai bercampur dan campuran reaksi menjadi berwarna gelap. Hentikan *stopwatch* ketika campuran bereaksi menjadi bening seluruhnya. Catat waktu terjadinya perubahan warna tersebut.

- e. Lakukanlah proses pencampuran yang sama terhadap larutan dalam tabung reaksi **2** dengan larutan dalam tabung reaksi B(suhu 45°C) dan pencampuran larutan dalam tabung reaksi **3** dengan larutan dalam tabung reaksi C(suhu 65°C). Catat waktu untuk masing-masing proses mulai dari awal sampai terjadi perubahan warna menjadi bening.

BAGIAN 3: Reaksi Briggs – Rauscher: Mekanisme Reaksi Kompleks

Campurkan sebanyak 25 mL tiap larutan A, B, dan C didalam gelas kimia dan aduk dengan pengaduk magnet. Amati perubahan warnanya. Anda dapat juga merekam potensial larutan selama proses reaksi berlangsung.

Keterangan:

Larutan A:

Larutan H_2O_2 4 M (410 mL 30% H_2O_2 diencerkan sampai dengan 1 L dengan aqua dm)

Larutan B:

0,20 M dalam KIO_3 dan 0,077 M dalam H_2SO_4 (larutkan 43 gram KIO_3 dalam 800 mL aqua dm. Tambahkan sebanyak 4,3 mL H_2SO_4 pekat. Panaskan dan aduk campuran reaksi sampai kalium iodat larut. Encerkan larutan sampai dengan 1 L dengan aqua dm).

Larutan C:

Larutan kanji, 0,15 M dalam asam malonat dan 0,02 M dalam MnSO_4 (larutkan 16 gram asam malonat dan 3,4 gram mangan(II)sulfat monohidrat dalam 500 mL aqua dm. Campurkan 0,30 gram kanji dengan 5 mL aqua dm dan aduk campuran sampai berbentuk bubuk. Tuangkan bubuk ke dalam 50 mL aqua dm mendidih dan lanjutkan pemanasan sambil diaduk sampai kanji larut. Tuangkan larutan kanji ini ke dalam larutan asam malonat dan mangan(II)sulfat. Encerkan campuran ini sampai dengan 1 L menggunakan aqua dm)

Keterangan: Larutan A, B, dan C disiapkan oleh analis.

BAGIAN 4. Pengaruh Katalis pada Reaksi Kimia

- Tuangkan 20 mL larutan H_2O_2 30% ke dalam gelas ukur 100 mL.
- Tambahkan sekitar 10 mL deterjen cair atau larutan deterjen ke dalam gelas ukur berisi larutan H_2O_2 . Aduklah gelas ukur agar campuran reaksi tercampur dengan baik.
- Miringkan sedikit gelas ukur dan teteskan zat pewarna makanan berwarna merah atau biru sedemikian rupa di sepanjang bagian sisi dalam gelas ukur agar pasta gigi anda memiliki corak berstrip.
- PADA BAGIAN INI ANDA HARUS HATI-HATI!. Segera tambahkan larutan KI jenuh ke dalam gelas ukur tersebut dan mundurlah segera (jauhkan tangan anda dari bagian atas gelas ukur atau tangan anda akan terkena busa panas).
- Tuliskan reaksi redoks yang terjadi pada reaksi dekomposisi H_2O_2 menjadi gas oksigen dan air oleh katalis ion I^- . Tunjukkan spesi mana yang mengalami reaksi oksidasi dan yang mana yang mengalami reaksi reduksi.

PENGOLAHAN DATA

BAGIAN 1. Penentuan Persamaan Laju Reaksi $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ dan I^-

Laju reaksi berbanding terbalik dengan waktu.

$$\text{Laju} = \frac{\text{tetapan}}{\text{waktu}}$$

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

Misalnya untuk dua eksperimen yang $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ dibuat konstan, dan I^- diperbesar dua kalinya. Laju reaksi berbanding terbalik dengan waktu.

$$\text{Laju 1} = k [\text{I}^-]_1^x (\text{S}_2\text{O}_8^{2-})^y$$

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

oleh karena $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ tetap dan $(\text{I}^-)_2 = 2(\text{I}^-)_1$ maka,

$$\frac{\text{Laju 2}}{\text{Laju 1}} = \frac{k[2\text{I}^-]_1^x [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^y}{k[\text{I}^-]_1^x [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^y} = \frac{k(2^x)[\text{I}^-]_1^x [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^y}{k[\text{I}^-]_1^x [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^y} = 2^x$$

Jika laju 2 dalam eksperimen dua kali laju 1, maka $x = 1$. Jika laju 2 empat kali laju 1, maka $x = 2$. 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 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 satu mol I_3^- , maka setiap mol $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ ekuivalen dengan dua 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 mol $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ yang bereaksi adalah setengah dari jumlah ini

$$\text{mol S}_2\text{O}_3^{2-} = 2 \times \text{mol I}_3^-$$

$$\text{mol I}_3^- = \text{mol S}_2\text{O}_8^{2-}$$

$$\text{mol S}_2\text{O}_8^{2-} = \frac{1}{2} \text{mol S}_2\text{O}_3^{2-}$$

Perubahan jumlah mol $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ untuk setiap eksperimen sama dengan $-5,0 \times 10^{-5} \text{ mol}$.

Jumlah volume dalam setiap eksperimen sama dengan 0,065 liter, maka:

$$\Delta [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] = \frac{-5,0 \times 10^{-5} \text{ mol}}{0,065 \text{ L}}$$

BAGIAN 1.1: Pengaruh Konsentrasi I^- pada Laju Reaksi

- a. Hitung konsentrasi KI dalam campuran reaksi setelah pereaksi dicampurkan (sebelum terjadi reaksi).
Jumlah mol KI yang digunakan = (kemolaran) x (volume larutan KI, liter)

$$\text{Konsentrasi} = \frac{\text{mol KI}}{\text{Volume total campuran (L)}}$$

- b. 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) x (volume larutan $(\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8$, liter)

$$\text{Konsentrasi} = \frac{\text{mol } (\text{NH}_4)_2\text{S}_2\text{O}_8}{\text{Volume total campuran (L)}}$$

- c. Hitung laju reaksi untuk masing-masing percobaan:

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

- d. Cari orde reaksi terhadap (I^-) dengan menggunakan laju yang dihitung untuk percobaan 1 dan 2, 2 dan 3, 3 dan 4:

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

- e. Cari harga rata-rata untuk x.

BAGIAN 1.2: Pengaruh Konsentrasi $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ pada Laju Reaksi

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

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

- d. Cari orde reaksi terhadap $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ dengan menggunakan laju yang dihitung untuk percobaan 1 dan 2, 2 dan 3, 3 dan 4.

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

- e. Cari harga rata-rata untuk y.

Penentuan Persamaan Laju Reaksi

Hitung tetapan laju reaksi k, untuk setiap percobaan 1.1 dan 1.2 dengan menggunakan harga x dan y.

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

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

$[S_2O_8^{2-}]$ = konsentrasi $S_2O_8^{2-}$ dalam campuran setelah pereaksi dalam campuran (sebelum terjadi reaksi).

BAGIAN 1.3: Pengaruh Penambahan $Cu(NO_3)_2$ pada Laju Reaksi

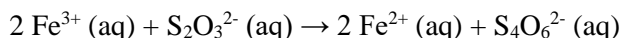
- Hitung konsentrasi KI dan $(NH_4)_2S_2O_8$ dalam campuran reaksi setelah pereaksi dicampurkan (sebelum terjadi reaksi).
- Hitung laju reaksi untuk masing-masing percobaan:

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

- Hitung tetapan laju reaksi (k) untuk masing-masing percobaan.
- Bandingkan laju reaksi antara reaksi tanpa dan dengan penambahan $Cu(NO_3)_2$.

BAGIAN 2: Penentuan Energi Pengaktifan Reaksi Redoks Fe^{3+} dengan $S_2O_3^{2-}$

Reaksi redoks antara Fe^{3+} dan $S_2O_3^{2-}$ adalah reaksi yang mengikuti hukum laju reaksi berorde -4 (minus empat), masing-masing berorde -2 terhadap $[Fe^{3+}]$ dan berorde -2 terhadap $[S_2O_3^{2-}]$.



Persamaan lajunya dinyatakan sebagai :

$$-\frac{d[Fe^{3+}]}{dt} = k \times [Fe^{3+}]^{-2} [S_2O_3^{2-}]^{-2} \quad \text{atau} \quad -[Fe^{3+}]^2 [S_2O_3^{2-}]^2 = k dt$$

Jadi misalkan $Fe^{3+} = A$ dan $S_2O_3^{2-} = B$ dengan reaksi :



Awal	: A_0	B_0	
Bereaksi	: X	X	X
Setimbang	: $A_0 - X$	$B_0 - X$	X

laju reaksi terhadap reaktan :

$$-\frac{d[A]}{dt} = k[A]^{-2}[B]^{-2}$$

atau laju reaksi terhadap produk :

$$+\frac{dx}{dt} = k[A_0 - x]^{-2}[B_0 - x]^{-2}$$

Apabila laju reaksi terhadap produk diintegrasikan, maka dapat diperoleh hubungan (buktikan):

$$k = \frac{[B_0^2 \left(A_0^2 x - A_0 x^2 + \frac{x^3}{3} \right) - A_0^2 \left(B_0 x^2 - \frac{x^3}{3} \right) + A_0 \left(\frac{4B_0 x^3}{3} - \frac{x^4}{2} \right) - \frac{B_0 x^4}{2} + \frac{x^5}{5}]}{t}$$

Berdasarkan persamaan tetapan laju, k , di atas, Anda dapat menghitung harga tetapan laju, k , dari tiap hasil pencatatan waktu pada masing-masing suhu dari percobaan di atas. Kemudian alurkan dalam grafik antara $\ln k$ terhadap $1/T$ dari masing-masing suhu percobaan dalam satuan K (Kelvin). Berdasarkan grafik yang diperoleh, hitunglah besarnya E_a dalam satuan Joule atau kJ. Persamaan garis regresi akan sesuai dengan persamaan:

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

Sehingga nilai E_a dapat ditentukan dari kemiringan / gradien kurva regresi.

JANGAN LUPA MEMBAWA:

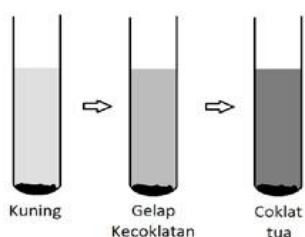
- Buku catatan praktikum
- Jas Lab lengan panjang
- Sarung tangan lab
- Alat hitung (kalkulator)
- Kertas grafik
- Penggaris

PERCOBAAN IV

KESETIMBANGAN KIMIA & REAKSI ASAM BASA

PENDAHULUAN

Reaksi kesetimbangan dapat dikenal dari sifat makroskopik yang konstan dalam suatu sistem tertutup (atau dapat dianggap sebagai sistem tertutup) pada temperatur tertentu. Satu contoh keadaan kesetimbangan adalah peristiwa pelarutan kristal Iod dalam air. Kristal I_2 mula-mula larut membentuk larutan berwarna kuning. Semakin lama larutan berwarna lebih gelap kecoklatan dan akhirnya coklat tua, sementara dalam larutan masih terdapat kristal yang jumlahnya juga tetap. Pada saat warna larutan yang coklat tua tersebut tidak berubah lagi, artinya kesetimbangan tercapai.



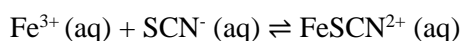
Gambar 4. 1

Kesetimbangan Iod dalam air

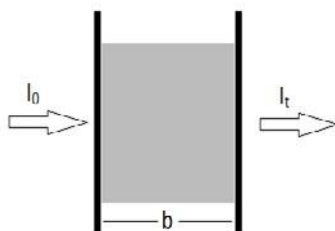
Berdasarkan contoh di atas, dapat diambil kesimpulan bahwa kesetimbangan dalam sistem tertutup pada temperatur tertentu mempunyai sifat makroskopik yang konstan. Tetapi bagaimana menerangkan suatu kesetimbangan itu? Untuk menerangkan kesetimbangan, perlu diamati gejala molekul apa saja yang terjadi pada molekul-molekul saat kesetimbangan tercapai. Ke dalam larutan jenuh I_2 ditambahkan kristal I_2 yang radioaktif.

Beberapa saat kemudian diamati. Ternyata bukan saja kristal tetapi larutan juga radioaktif. Fakta ini menunjukkan bahwa ada I_2 kristal yang larut dan ada I_2 dalam larutan yang mengendap dengan kerapatan dan kecepatan yang sama, mengingat bahwa warna larutan tidak berubah. Jadi kesetimbangan kimia adalah suatu **keadaan dinamik**, artinya, proses molekul tetap berlangsung tetapi diimbangi dengan tidak terjadinya perubahan sifat makroskopik. Salah satu sifat makroskopik yang dapat diamati adalah warna larutan seperti dalam keadaan berikut ini.

Larutan besi (III) nitrat direaksikan dengan larutan ion tiosianat menghasilkan senyawa yang berwarna merah. Warna ini disebabkan terbentuknya spesi ion kompleks. Berdasarkan konsentrasi pereaksi-pereaksi, reaksi ion besi (III) dengan ion tiosianat dapat menghasilkan senyawa koordinasi $FeSCN^{2+}$ yang berwarna.



Cara menentukan konsentrasi larutan berwarna dapat dilakukan dengan suatu instrumen yang disebut spektrofotometer. Intensitas cahaya yang ditransmisikan atau diserap oleh larutan berwarna dapat ditentukan menggunakan Hukum Lambert-Beer. Hukum Lambert-Beer berlaku jika larutan tidak terlalu pekat atau encer dan sinar yang digunakan adalah sinar monokromatik.



Gambar 4.2 Intensitas sinar melalui larutan

I_0 = intensitas sinar yang masuk

I_t = intensitas sinar yang diteruskan (setelah melewati larutan)

b = tebal (jarak dalam cm) larutan yang dilewati sinar

Hubungan yang diturunkan **Lambert-Beer: $A = abc$** , dengan A = absorbansi, a = tetapan absorptivitas (absorptivitas molar), b = tebal larutan yang dilewati sinar, c = konsentrasi larutan. Perbandingan 2 konsentrasi larutan merupakan perbandingan absorbansi masing-masing larutan tersebut. Nilai absorptivitas molar larutan $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ adalah $4,70 \times 10^3 \text{ M}^{-1} \text{ cm}^{-1}$ pada panjang gelombang 447 nm.

Absorbansi (A) memenuhi hubungan $A = \log(I_0/I_t)$. Besaran lain yang lazim pula digunakan yakni persen transmittan (% T). yang dimaksud dengan % T adalah perbandingan $I_t/I_0 \times 100$.

$$A = \log \frac{I_0}{I_t} = -\log \frac{I_t}{I_0} = -\log\left(\frac{\% T}{100}\right) = a \times b \times c$$

Dalam perkembangannya, teori asam basa dimulai dengan mengklasifikasikan zat-zat menjadi asam atau basa didasarkan atas sifat-sifat karakteristik yang ditunjukkan oleh zat-zat tersebut dalam larutan air. Sifat ini antara lain (bagi asam) memerahkan lakmus, mempunyai rasa asam, dan bereaksi dengan basa membentuk garam; sedangkan basa mempunyai rasa pahit, licin, dan membirukan lakmus.

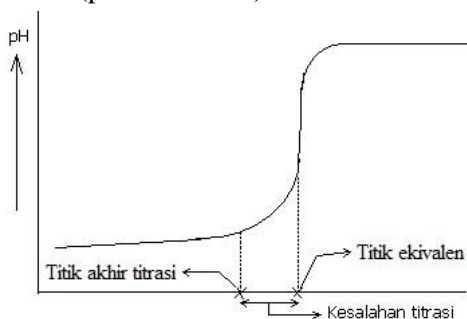
Teori asam basa:

1. Arrhenius (tentang pelepasan H^+ atau OH^- di dalam air)
2. Bronsted – Lowry (mengenai donor dan akseptor proton)
3. Lewis (tentang donor dan akseptor pasangan elektron)

Pada tahun 1909, Sorenson mengajukan konsep pH untuk menyatakan konsentrasi ion hidrogen. Yang dimaksudkan dengan pH suatu larutan adalah *minus logaritma* ($-\log$) konsentrasi ion hidrogen.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

Salah satu cara untuk menentukan konsentrasi ion H^+ atau konsentrasi suatu asam atau basa adalah dengan metoda titrasi. Titrasi adalah suatu metoda atau cara menentukan konsentrasi zat menggunakan zat lain yang sudah diketahui konsentrasinya. Titrasi dapat dibedakan menjadi empat jenis berdasarkan jenis reaksi yang terjadi, yaitu titrasi asam basa, titrasi reduksi oksidasi, titrasi kompleks dan titrasi pengendapan. Pada titrasi, ada dua titik penting yang wajib diketahui, yaitu titik ekuivalen dan titik akhir titrasi. Titik ekuivalen adalah titik atau kondisi ketika jumlah asam ekuivalen (sebanding) dengan jumlah basa. Sedangkan titik akhir titrasi adalah titik ketika indikator mengalami perubahan warna. Perbedaan antara titik ekuivalen dan titik akhir titrasi disebut kesalahan titrasi. Pada percobaan ini akan dilakukan titrasi asam basa dengan indikator visual dan menggunakan pH meter (potensiometer).



Gambar 4.3 Kurva titrasi asam basa

Indikator asam basa adalah semua zat yang memberikan pengamatan yang berbeda pada kondisi asam dan basa. Jika perbedaan pengamatan tersebut dapat dilihat kasat mata maka disebut sebagai indikator visual. Indikator asam basa yang banyak digunakan antara lain fenolftalein, metil merah, dan metil jingga. Setiap indikator asam-basa memiliki warna khas pada rentang pH tertentu. Pemilihan indikator sebelum titrasi dimulai merupakan hal yang sangat krusial untuk mengurangi terjadinya kesalahan titrasi.

Alat yang dapat mengukur pH disebut pH meter. Pada umumnya, pH meter dibuat berdasarkan prinsip potensiometri. Potensial yang terdapat di larutan akan sebanding dengan $-\log$ konsentrasi ion H^+ (berdasarkan persamaan Nernst). Dengan mengetahui potensial larutan maka dapat diketahui pH larutan tersebut. Pada percobaan Anda akan diminta untuk membandingkan hasil antara titrasi visual dan titrasi potensiometri.

Pada titrasi, ada beberapa istilah penting yang harus diketahui seperti larutan standar baku primer, larutan standar baku sekunder, dan analit. Larutan standar baku primer adalah larutan yang mengandung senyawa kimia yang jumlahnya atau konsentrasinya diketahui dengan pasti dan tepat. Beberapa syarat senyawa yang dapat digunakan sebagai bahan larutan standar baku primer adalah sebagai berikut: tidak higroskopis, stabil, konsentrasinya tidak cepat berubah dan

memiliki massa molar yang relatif besar. Larutan standar baku sekunder merupakan larutan standar yang dibuat dari senyawa yang konsentrasi/jumlahnya tidak diketahui dengan pasti. Larutan standar baku sekunder dibakukan menggunakan larutan standar baku primer yang konsentrasinya telah diketahui dengan tepat. Analit adalah zat yang menjadi tujuan akhir pengukuran.

BAHAN KIMIA & PERALATAN

Bahan-bahan kimia yang diperlukan dalam percobaan ini adalah:

Larutan KSCN 0,002 M, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,2 M, $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,002 M, KSCN pekat, HCl 0,1 M, HCl 12 M, AgNO_3 , NH_3 6 M, larutan NaOH 0,2 M, sampel asam lemah HA (asam bervalensi satu), padatan Na_2HPO_4

Peralatan yang diperlukan dalam percobaan ini adalah:

Tabung reaksi, rak tabung, pipet tetes, spatula, gelas kimia 250 mL, buret 25,0 mL, botol semprot, kuvet, spektrofotometer, pipet volumetri 25 mL, labu takar 100 mL, pengaduk magnetik, dan pH meter.

CARA KERJA

BAGIAN 1: Keseimbangan Besi (III) - Tiosianat

- Masukkan 10 mL KSCN 0,002 M ke dalam gelas kimia. Tambahkan dua atau tiga tetes larutan $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,2 M.
- Bagi larutan ini ke dalam 4 tabung reaksi.
- Gunakan tabung reaksi pertama sebagai pembanding
- Ke dalam tabung reaksi kedua tambahkan 1 tetes KSCN pekat
- Ke dalam tabung reaksi ketiga tambahkan 3 tetes $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,2 M
- Ke dalam tabung reaksi keempat tambahkan sebutir Na_2HPO_4
- Catat semua peristiwa yang terjadi
- Apakah yang terjadi dalam tabung reaksi kedua, ketiga, dan keempat?

BAGIAN 2: Penentuan Persamaan Tetapan Keseimbangan dan Nilai Tetapan

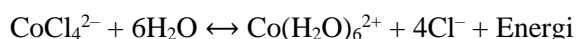
- Siapkan tiga gelas kimia 250 mL yang telah diberi label A, B dan C. Pada gelas A, isi dengan larutan $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ 0,002 M sebanyak 75 mL (catatan: larutan ini termasuk penambahan HNO_3 2,0 M untuk mencegah terjadinya pengendapan). Pada gelas B, isi dengan larutan KSCN 0,002 M sebanyak 50 mL. Gelas C, isi dengan air bebas mineral sebanyak 50 mL.
- Siapkan 5 gelas kimia berukuran 50 mL yang telah diberi label 1–5.
- Gunakan buret untuk mengambil larutan $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, KSCN dan air.
- Gelas kimia 50 mL dengan label 1-5 akan diisi oleh campuran $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, KSCN dan air sesuai dengan komposisi berikut

Komposisi	Volume total (mL)	Volume Fe(NO ₃) ₃ (mL)	Volume KSCN (mL)	Volume air (mL)
1	10,00	5,00	1,00	4,00
2	10,00	5,00	2,00	3,00
3	10,00	5,00	3,00	2,00
4	10,00	5,00	4,00	1,00
5	10,00	5,00	5,00	0,00

- Ukur % transmitan atau absorbansi tiap larutan (larutan 1-5) dalam kuvet yang telah disiapkan menggunakan spektrofotometer. Gunakan air bebas mineral sebagai blanko. Panjang gelombang yang digunakan adalah 447 nm. Catat suhu yang digunakan.
- Berdasarkan hukum Lambert-Beer, tentukan konsentrasi Fe(SCN)²⁺ pada saat kesetimbangan tercapai dengan menggunakan nilai $a = 4,7 \times 10^3 \text{ M}^{-1} \cdot \text{cm}^{-1}$.
- Tentukan konsentrasi Fe³⁺ dan SCN⁻ pada saat kesetimbangan
- Tentukan persamaan matematis untuk nilai tetapan kesetimbangan
- Tentukan nilai tetapan kesetimbangan

BAGIAN 3: Kesetimbangan ion kompleks

- Senyawa kompleks ion Co²⁺, yaitu CoCl₄²⁻ memiliki geometri tetrahedral dan berwarna biru. Sedangkan kompleks aquo-nya, yaitu Co(H₂O)₆²⁺, memiliki geometri oktahedral dan berwarna pink/merah muda. Reaksi kesetimbangan antara kedua ion kompleks adalah:



Tempatkan 2 mL larutan CoCl₂ (dalam metanol) 0,15 M dalam tabung reaksi dan tambahkan aqua dm tetes demi tetes sampai warnanya berubah dari biru menjadi merah muda. Kemudian larutan ini dibagi ke dalam dua tabung reaksi dengan volume sama banyak. Terhadap salah satu bagian, tambahkan tetes demi tetes HCl pekat sampai terjadi perubahan warna. Apa yang Anda amati. Terhadap bagian yang kedua, panaskan tabung reaksi tersebut dalam penangas air panas (disediakan di ruang asam) dengan temperatur sekitar 70°C Apa yang dapat Anda amati? Jelaskan pengamatan Anda berdasarkan Prinsip Le Chatelier.

- Ke dalam tabung reaksi yang telah berisi 5 tetes larutan AgNO₃ 0,1 M, tambahkan 5 tetes larutan HCl 0,1 M. Apa yang Anda amati? Di dalam tabung reaksi kedua, ulangi tahap reaksi penamabahan HCl terhadap AgNO₃ 0,1 M. Biarkan endapan pada kedua tabung reaksi beberapa saat, kemudian lakukan dekantasi. Kepada endapan pada tabung reaksi pertama, tambahkan tetes demi tetes HCl 12 M. Apa yang Anda amati? Kepada endapan pada tabung reaksi yang kedua, tambahkan tetes demi tetes larutan NH₃ 6 M. Apa yang anda amati? Diketahui bahwa [AgCl₂]⁻ dan [Ag(NH₃)₂]⁺ adalah senyawa ion kompleks yang larut dalam air. Tuliskan reaksi pembentukan kompleks ion-ion kompleks tersebut dari endapan AgCl (s). Bagaimana warna masing-masing senyawa ion kompleks?

BAGIAN 4: Titrasi Asam Basa Menggunakan pH meter

- Isi buret dengan larutan NaOH 0,2 M.
- Pipet 25 mL sampel asam (gunakan pipet volumetri), masukkan ke dalam gelas kimia 250 mL kemudian tambahkan 25 mL air bebas mineral.
- Standarkan pH meter dengan cara mencelupkan elektroda ke dalam bufer standar pH 4
- Kemudian bilas elektroda dengan menggunakan aquades dan langsung pindahkan ke dalam larutan yang akan dititrasi.
- Titrasi menggunakan NaOH 0.2 M dengan penambahan sesuai dalam data dibawah ini.

Penambahan NaOH(mL)	0	2	2	2	2	2	1	0,5	0,5	0,5	0,5	1	1	1
pH														

- Aduk larutan dengan menggunakan stirrer (*saat pengadukan, elektroda harus diangkat dengan catatan elektroda masih di dalam gelas kimia*), **Hati-hati elektroda mahal!**
- Buatlah kurva titrasi pada kertas grafik dengan mengalurkan pH terhadap volume NaOH yang ditambahkan (volume NaOH sebagai absis dan pH sebagai ordinat).
- Tentukan titik ekuivalen titrasi dan konsentrasi sampel asam.
- Dari kurva titrasi sampel asam dengan larutan NaOH, tentukan harga K_a sampel asam

PENGOLAHAN DATA

BAGIAN 2: Penentuan Persamaan Tetapan Keseimbangan dan Nilai Tetapan

- Tentukan absorbansi dan konsentrasi awal masing-masing komposisi

Komposisi	% Transmittan	Absorbansi	$[\text{Fe}(\text{NO}_3)_3]$ (M)	$[\text{KSCN}]$ (M)
1				
2				
3				
4				
5				

- Tentukan nilai absorptivitas larutan berdasarkan kurva kalibrasi. Bandingkan dengan absorptivitas molar dari data.
- Tentukan konsentrasi $\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$ yang terbentuk untuk tiap komposisi menggunakan hukum Lambert-Beer.
- Tentukan konsentrasi Fe^{3+} dan SCN^- saat keseimbangan untuk semua komposisi dengan cara berikut

ICE	Fe^{3+}	+	SCN^-	\leftrightarrow	$\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}$
<i>Initial</i> (awal)	$[\text{Fe}^{3+}]_{\text{awal}}$		$[\text{SCN}^-]_{\text{awal}}$		0
<i>Change</i> (perubahan)	-x		-x		+x
<i>Equilibrium</i> (setimbang)	$[\text{Fe}^{3+}]_{\text{eq}} = [\text{Fe}^{3+}]_{\text{awal}} - x$		$[\text{SCN}^-]_{\text{eq}} = [\text{SCN}^-]_{\text{awal}} - x$		$[\text{Fe}(\text{SCN})^{2+}]_{\text{eq}} = x$

- Nilai tetapan kesetimbangan akan selalu tetap jika suhu tidak berubah. Tentukan persamaan matematis yang paling sesuai untuk mendeskripsikan nilai k
- Tentukan nilai k untuk reaksi di atas.

BAGIAN 4: Titrasi Asam Basa Menggunakan pH meter

- Tuliskan reaksi yang terjadi
- Gambarkan kurva titrasi
- Tentukan titik ekuivalen berdasarkan kurva
- Tentukan konsentrasi sampel asam
- Tentukan nilai K_a sampel asam berdasarkan kurva

JANGAN LUPA MEMBAWA:

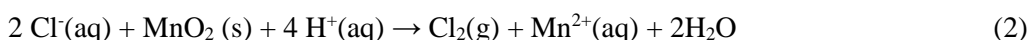
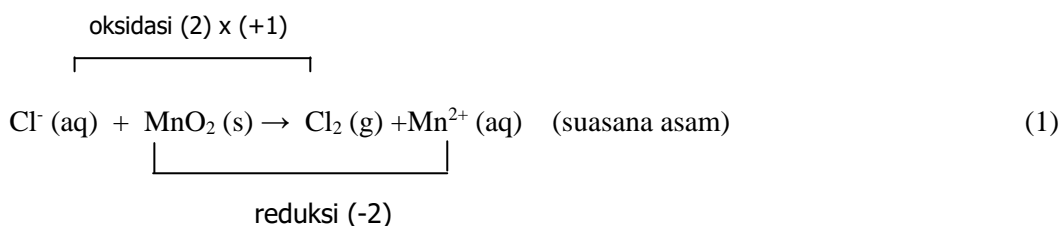
- Buku catatan praktikum
- Jas Lab lengan panjang
- Sarung tangan lab
- Kacamata / *goggles*
- Alat hitung (kalkulator)
- Kertas grafik
- Penggaris

PERCOBAAN V

REAKSI REDOKS DAN SEL ELEKTROKIMIA

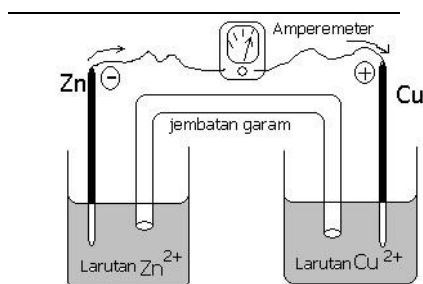
PENDAHULUAN

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 di sini hanya akan ditinjau beberapa contoh reaksi redoks.



Reaksi nomor dua (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+} .

Sel elektrokimia dapat dibedakan menjadi dua jenis, yaitu sel Volta (sel Galvani) dan sel elektrolisis. Sel Galvani atau sel Volta adalah suatu sel elektrokimia yang terdiri atas dua buah elektroda yang dapat menghasilkan energi listrik akibat terjadinya reaksi redoks secara spontan pada kedua elektroda tersebut. Persamaan penting pada sel Galvani adalah persamaan Nernst. Salah satu contoh sel Galvani adalah sel Daniel yang terdiri dari elektroda seng, $\text{Zn(s)} \mid \text{Zn}^{2+}(\text{aq})$, dan elektroda tembaga, $\text{Cu(s)} \mid \text{Cu}^{2+}(\text{aq})$:



Gambar 5.1 Sel Galvani

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

BAHAN KIMIA & PERALATAN

Bahan-bahan kimia yang diperlukan dalam percobaan ini adalah:

Larutan CuSO_4 0,5 M, ZnSO_4 0,5 M, $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,5 M, $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ 0,5 M, NaNO_3 0,5 M, H_2SO_4 1 M, H_2O_2 0,1 M, KI 0,1 M, larutan kanji, FeCl_3 0,1 M, KMnO_4 , $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, H_2SO_4 3 M, larutan Cu^{2+} , Zn^{2+} , Pb^{2+} , Sn^{2+} , larutan fenoltalein, kloroform, logam Zn, Cu, Mg, padatan MnO_2 , elektroda Cu, Zn, Pb, Sn, elektroda kalomel, dan air bebas mineral.

Peralatan yang diperlukan dalam percobaan ini adalah:

Peralatan gelas standar, tabung U, buret, labu takar 100 mL, Erlenmeyer 250 mL, pemanas listrik, adaptor (sumber arus), dan potensiometer

CARA KERJA

BAGIAN 1: Reaksi Reduksi dan Oksidasi

- Masukkan 2 mL larutan CuSO_4 0,5 M ke dalam suatu tabung reaksi, Kemudian tambahkan 1 butir 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. Jelaskan peristiwa di atas menggunakan potensial elektroda.
- Masukkan sedikit potongan Mg masing-masing ke dalam 2 mL 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.
- Reaksi disproporsionasi.** Ke dalam 10 tetes H_2O_2 0,1 M tambahkan sedikit MnO_2 untuk mengatalisis reaksi disproporsionasi.
- Tambahkan 5 tetes H_2SO_4 1 M ke dalam 5 tetes H_2O_2 0,1 M dan 10 tetes KI 0,1 M kemudian tambahkan satu tetes larutan kanji. Perhatikan apa yang terjadi.
- Campurkan 5 tetes FeCl_3 0,1 M 10 tetes H_2SO_4 1 M dan 10 tetes KI 0,1 M. Kemudian tambahkan setetes larutan kanji. Perhatikan apa yang terjadi.

BAGIAN 2: Titrasi Redoks $\text{KMnO}_4 - \text{Fe}^{2+}$

MnO_4^- akan mengalami reduksi menjadi Mn^{2+} sedangkan Fe^{2+} akan teroksidasi menjadi Fe^{3+} dalam suasana asam. Tuliskan reaksi kimia yang setara.

- Pipet 25,0 mL larutan sampel Fe^{2+} , masukkan ke dalam labu titrasi 250,0 mL
- Tambahkan 10,0 mL H_2SO_4 3 M
- Segera lakukan titrasi dengan larutan KMnO_4 hingga terjadi perubahan warna yang pertama
- Lakukan duplo
- Tentukan konsentrasi sampel

BAGIAN 3: Sel Volta

Penentuan Potensial Sel Elektrokimia

Sel elektrokimia adalah sel volta yang terdiri dari dua elektroda yang berbeda, misalnya sel yang terdiri atas elektroda $\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+}$ dan elektroda $\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+}$.

a. Tentukan potensial sel yang terdiri atas

- Elektroda $\text{Cu} \mid \text{CuSO}_4$ (0.1 M) dengan $\text{Pb} \mid \text{Pb(NO}_3)_2$ (0.1 M),
- Ulangi percobaan seperti diatas dengan mengkombinasikan pasangan logam yang mungkin, untuk elektroda yang telah disediakan ($\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+}$, $\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+}$, $\text{Sn} \mid \text{Sn}^{2+}$ dan $\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+}$).

b. Catat elektroda yang berperan sebagai katoda dan anoda saat pengukuran!

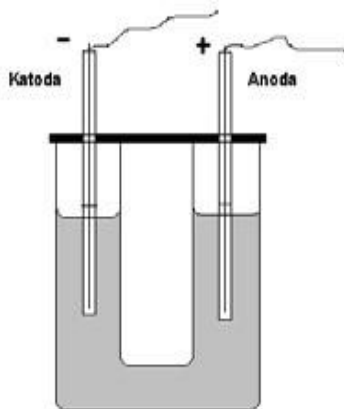
c. Tentukan urutan keaktifan logam berdasarkan data yang anda peroleh. Bandingkan hasil Anda dengan urutan keaktifan logam berikut yang disusun dari yang paling aktif ke yang kurang aktif.

Li; K; Ba; Sr; Ca; Na; Mg; Be; Al; Mn; Cr; Zn; Fe; Cd; Co; Ni; Sn; Pb; H; Cu; Ag; Hg; Pt; Au

Berikan notasi sel dan reaksi sel dari tiap-tiap sel di atas.

BAGIAN 4: Sel Elektrolisis

- Masukkan larutan KI 0,25 M ke dalam tabung pipa U sampai 2 cm dibawah dari mulut tabung.
- Pasang dan hubungkan elektroda dengan sumber arus searah (DC) 6 volt selama lima menit, kemudian putuskan arus.
- Catat perubahan yang terjadi pada ruang anoda dan katoda.
- Pindahkan 2 mL larutan dari ruang katoda dengan pipet tetes ke dalam tabung reaksi dan tambahkan satu tetes *phenolphthalein*.
- Pindahkan 2 mL larutan dari ruang katoda dengan pipet tetes ke dalam tabung reaksi dan tambahkan 3 tetes larutan FeCl_3 0,1 M.
- Pindahkan 2 mL larutan dari ruang anoda. Tambahkan 2 mL larutan CHCl_3 kemudian kocok. Perhatikan warna lapisan CHCl_3 .
- Catat semua hasil dan tulis semua persamaan reaksi.



Gambar 5.2 Elektrolisis KI

Lampiran
Potensial reduksi standar elektroda pada 25°C

Elektroda	E (volt)
$\text{Zn}^{2+} \text{Zn}$	- 0,76
$\text{Fe}^{2+} \text{Fe}$	- 0,44
$\text{Sn}^{2+} \text{Sn}$	- 0,19
$\text{Pb}^{2+} \text{Pb}$	- 0,13
$\text{H}^+ \text{H}_2 \text{Pt}$	0,00
$\text{Cu}^{2+} \text{Cu}$	+ 0,34
$\text{Pt} \text{Fe}^{3+}, \text{Fe}^{2+}$	+ 0,77
$\text{Ag}^+ \text{Ag}$	+ 0,80
$\text{Li}^+ \text{Li}$	- 3,04
$\text{Al}^{3+} \text{Al}$	- 1,66

JANGAN LUPA MEMBAWA:

- Buku catatan praktikum
- Jas Lab lengan panjang
- Sarung tangan lab
- Kacamata/ *goggles*
- Alat hitung (kalkulator)