



TITRASI

**BAGIAN PROYEK PENGEMBANGAN KURIKULUM
DIREKTORAT PENDIDIKAN MENENGAH KEJURUAN
DIREKTORAT JENDERAL PENDIDIKAN DASAR DAN MENENGAH
DEPARTEMEN PENDIDIKAN NASIONAL
JAKARTA
2004**

KATA PENGANTAR

Pendidikan Menengah Kejuruan sebagai penyedia tenaga kerja terampil tingkat menengah dituntut harus mampu membekali tamatan dengan kualifikasi keahlian standar serta memiliki sikap dan perilaku yang sesuai dengan tuntutan dunia kerja. Sejalan dengan itu maka dilakukan berbagai perubahan mendasar di dalam penyelenggaraan pendidikan kejuruan. Salah satu perubahan tersebut adalah penerapan Sistem Pendidikan dan Pelatihan Berbasis Kompetensi.

Dalam rangka mengimplementasikan kebijakan tersebut, maka dirancang kurikulum yang didasarkan pada jenis pekerjaan dan uraian pekerjaan yang dilakukan oleh seorang analis dan teknisi kimia di dunia kerja. Berdasarkan hal itu disusun kompetensi yang harus dikuasai dan selanjutnya dijabarkan ke dalam deskripsi program pembelajaran dan materi ajar yang diperlukan yang disusun ke dalam paket-paket pembelajaran berupa modul.

Modul-modul yang disusun untuk tingkat II di SMK program keahlian Kimia Analisis dan Kimia Industri berjumlah empat belas modul yang semuanya merupakan paket materi ajar yang harus dikuasai peserta didik untuk memperoleh sertifikat sebagai **Pengelola Laboratorium**. Judul-judul modul dapat dilihat pada peta bahan ajar yang dilampirkan pada setiap modul.

BANDUNG, DESEMBER 2003

TIM KONSULTAN KIMIA

FPTK UPI

DAFTAR ISI MODUL

Halaman

HALAMAN DEPAN	
KATA PENGANTAR	i
DAFTAR ISI	ii
PETA KEDUDUKAN MODUL	iv
PERISTILAHAN/GLOSARIUM	v
I. PENDAHULUAN	
A. Deskripsi	
B. Prasyarat	1
C. Petunjuk Penggunaan Modul	1
1. Panduan belajar bagi siswa	1
2. Panduan Mengajar Bagi Guru	2
D. Tujuan akhir	3
E. Kompetensi	3
F. Cek Kemampuan	3
II. PEMBELAJARAN	
A. Rencana Belajar Siswa	4
B. Kegiatan Belajar	4
1. Kegiatan Belajar 1	4
a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran 1	4
b. Uraian Materi : Pembahasan Umum Tentang Titrasi	4
1. Pendahuluan	4
2. Syarat-Syarat Titrasi	5
3. Penggolongan Titrasi	6
4. Kenormalan	8
5. Perbandingan Cara-Cara Titrasi Dan Gravimetri (Pengendapan)	11
6. Pembuatan Larutan Baku Dan Standardisasi	12
c. Rangkuman 1	13
d. Tugas 1	13
e. Tes Formatif 1	14
f. Kunci Jawaban Tes Formatif 1	14

2. Kegiatan Belajar 2	16
a. Tujuan Kegiatan Belajar 2	16
b. Uraian Materi : Asidi Alkali metri	16
1. Pendahuluan	16
2. Indikator pH Atau Indikator Asam-Basa	17
3. Kurva Titrasi	18
4. pH Larutan Pada Titik Ekuivalen	24
5. Menghitung Kurva Titrasi	25
6. Titrasi Asam Polivalen	27
7. Titrasi Campuran	29
c. Rangkuman	30
d. Tugas.	31
e. Tes Formatif 2.	31
f. Kunci Jawaban Tes Formatif 2	31
 III. EVALUASI	 32
Kunci Jawaban Evaluasi	32
 IV. PENUTUP	 33
 DAFTAR PUSTAKA	 34

PERISTILAHAN/GLOSARIUM

Berat molekul (BM)	: Berat satu mol suatu zat dalam gram
Berat ekuivalen (BE)	: Berat satu ekuivalen suatu zat dalam gram
Ekuivalen	: Banyaknya suatu zat yang memberikan atau bereaksi dengan satu mol H ⁺ (asam basa), satu mol elektron (redoks), atau satu mol kation bervalensi satu (pengendapan dan pembentukan kompleks)
Indikator	: Suatu zat yang mampu berubah warna yang berlainan dengan adanya analit atau titran secara berlebih
Kurva titrasi	: Untuk reaksi asam-basa, kurva titrasi adalah suatu plot pH larutan terhadap mililiter titran
Larutan standar	: Suatu larutan yang konsentrasinya telah ditetapkan dengan akurat
Molaritas	: Banyaknya mol zat terlarut per liter larutan
Normalitas	: Banyaknya ekuivalen zat terlarut per liter larutan
Standar primer	: Suatu zat yang tersedia dalam bentuk murni atau keadaan dengan kemurnian yang diketahui, yang digunakan untuk menstandarkan suatu larutan
Standarisasi	: Proses di mana konsentrasi suatu larutan ditetapkan dengan akurat
Titik akhir	: Titik dalam suatu titrasi di mana suatu indikator berubah warna
Titik ekuivalen	: Titik dalam suatu titrasi di mana jumlah ekuivalen titrasi sama dengan jumlah ekuivalen analit
Titran	: Larutan yang ditambahkan dari buret
Titrasi	: Proses pengukuran volume titran yang dibutuhkan untuk mencapai titik ekuivalen
Titrat	: Larutan yang ditambah titran

I. PENDAHULUAN.

A. Deskripsi

Modul Titrasi ini adalah modul ke 7 yang harus dikuasai siswa di tingkat II baik untuk Analisis Kimia maupun Analisis Kimia Industri. Dalam modul ini dibahas mengenai pengertian titrasi, penggolongan titrasi, kenormalan, pembuatan larutan baku (larutan standar) serta asidi alkali metri, didalamnya dibahas pula tentang indikator dalam titrasi asam-basa, kurva titrasi, pH larutan pada titik ekuivalen, cara membuat kurva titrasi, titrasi asam polivalen, serta titrasi campuran. Pembahasan materi tersebut dibagi dalam dua kegiatan belajar. Kegiatan belajar 1 merupakan pembahasan umum tentang titrasi dan kegiatan belajar 2 mengenai asidi alkali metri.

Waktu untuk mempelajari modul ini dialokasikan sebanyak 80 jam.

B. Prasyarat

Agar dapat menguasai secara optimal kemampuan yang dituntut dalam modul ini, dipersyaratkan anda memahami terlebih dahulu dengan baik tentang asam, basa, reaksi asam basa, konsep mol, perhitungan mengenai konsentrasi larutan serta stokiometri.

C. Petunjuk Penggunaan Modul

Modul ini dirancang sebagai bahan untuk melangsungkan pembelajaran maupun kerja mandiri. Untuk meningkatkan proses dan hasil belajar, maka pada bagian ini diberikan panduan belajar bagi siswa dan panduan mengajar bagi guru.

1. Panduan belajar bagi siswa

- a. Bacalah dengan cepat secara keseluruhan modul ini (*skimming*)
- b. Buatlah diagram yang berisikan materi utama yang dibicarakan dalam modul ini berikut aktifitas yang diminta. Beri kotak segi empat untuk setiap materi/konsep utama yang dibicarakan. Tiap kotak diberi nomor urut untuk memudahkan penelusuran isi konsepnya.
- c. Siapkan kertas kosong HVS berukuran 10x10 cm (lebih baik lagi kertas lipat berwarna yang banyak dijual di toko buku). Tuliskan nomor dan makna atau isi konsep sesuai yang tercantum dalam diagram.
- d. Pahami isi masing-masing konsep yang tertera pada diagram.
- e. Diskusikan dengan guru dan teman-teman tentang konsep-konsep yang belum anda fahami hingga mendapat kejelasan.

- f. Jawablah semua soal yang menguji penguasaan konsep, kemudian periksa hasilnya dengan kunci jawaban yang disediakan. Pelajarilah kembali apabila penguasaan kurang dari 80 %. Ingat! Kunci jawaban hanya digunakan setelah anda mengerjakan soal, dan hanya digunakan untuk mengetahui pemahaman nyata anda.
- g. Selesaikanlah tugas-tugas yang diberikan pada modul ini.

2. Panduan Mengajar Bagi Guru

- a. Sebelum pembelajaran dengan modul ini dilangsungkan, terlebih dahulu dipersiapkan OHT (*Overhead Transparencies*) yang memuat struktur materi/konsep utama dalam bentuk diagram. Transparansikan bagan ruang lingkup materi titrasi asidi alkali metri dan kaitannya dengan konsep-konsep lain.
- b. Tugaskan pada kelompok siswa untuk menelaah konsep dasar titrasi, penggolongan titrasi serta alasan pemilihan indikator dalam titrasi asam basa.
- c. Diskusikan kesulitan siswa dalam memahami dan melakukan titrasi asam basa serta latih keterampilan siswa dalam menentukan titik akhir titrasi.
- d. Bimbing siswa dalam melakukan praktek dan menganalisis data hasil titrasi.
- e. Evaluasi kemampuan siswa dalam aspek kognitif, psikomotor dan afektif. Bagi siswa yang belum mencapai penguasaan minimal 80% disuruh untuk mempelajari kembali secara mandiri materi dalam modul ini di rumahnya.

D. Tujuan

Setelah mempelajari modul ini diharapkan siswa:

1. Mampu menjelaskan pengertian tentang titrasi serta dasar-dasar analisis secara titrasi
2. Trampil dalam melakukan analisis titrasi, khususnya asidi alkalimetri.

E. Kompetensi

Kompetensi yang harus dicapai melalui modul ini mencakup aspek-aspek:

Kompetensi : Menganalisis bahan secara kuantitatif

Sub Kompetensi : Melakukan analisis asidi alkali metri

Kriteria unjuk kerja : Analisis kuantitatif bahan secara asidi alkali metri

Pengetahuan : Pengertian tentang titrasi dan dasar-dasar analisis secara titrasi: meliputi penggolongan titrasi, syarat analisis berdasarkan titrasi, pemilihan indikator, menghitung pH, membuat kurva titrasi serta

menghitung konsentrasi analit dalam titrasi berdasarkan hasil percobaan titrasi asam basa.

Keterampilan : Trampil dalam melakukan analisis kuantitatif berdasarkan titrasi asam basa.

Sikap : Teliti dan cermat dalam melakukan analisis kuantitatif berdasarkan titrasi asam basa.

F. Cek Kemampuan

Berikut ini merupakan lembar pengecekan kemampuan anda terhadap isi materi yang akan dicapai pada modul. Lembar isian tersebut harus dipandang sebagai alat evaluasi diri, oleh karena itu harus diisi dengan sejujurnya, dan apabila sebagian besar pertanyaan sudah anda kuasai, maka anda dapat mengerjakan soal atau minta pengujian praktek pada guru.

Beri tanda cek (V) pada tingkat penguasaan sesuai yang ada.

No	Aspek yang harus dikuasai	Tingkat penguasaan		
		Baik	Sedang	Kurang
1.	Pengetahuan anda tentang pengertian titrasi			
2.	Pengetahuan anda tentang syarat-syarat analisis secara titrasi			
3.	Pengetahuan anda tentang penggolongan titrasi			
4.	Ketrampilan anda dalam memilih dan membuat larutan standar (larutan baku) dalam titrasi asam basa			
5.	Ketrampilan anda dalam memilih indikator dalam titrasi asam basa			
6.	Ketrampilan anda dalam menentukan titik akhir titrasi			
7.	Ketrampilan anda dalam menghitung pH dalam titrasi asam basa			
8.	Ketrampilan anda dalam menggambarkan dan menganalisis kurva titrasi			
9.	Ketrampilan anda dalam menghitung konsentrasi analit dalam titrasi asam basa			
10.	Pemahaman anda dalam menghubungkan antara data eksperimen dengan perhitungan teoritis.			

II. PEMBELAJARAN

B. Rencana Belajar Siswa

Tabel berikut merupakan rambu-rambu rencana pembelajaran dengan menggunakan Modul ini. Rambu-rambu ini bersifat fleksibel dan dapat dimodifikasi sesuai dengan kondisi sekolah.

Jenis Kegiatan	Tanggal	Waktu	Tempat Belajar	Perubahan dan Alasan	Tanda tangan Guru
KBM 1 Pembahasan Umum tentang Titrasi		40	Kelas dan Laboratorium		
KBM 2 Asidi alkalimetri		40	Kelas dan Laboratorium		

KEGIATAN BELAJAR

1. Kegiatan Belajar 1

a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran 1

Melalui kegiatan belajar satu ini, diharapkan anda mampu:

- 1) Menjelaskan konsep dasar titrasi serta penggolongannya
- 2) Memahami syarat-syarat analisis titrasi
- 3) Trampil dalam membuat dan memilih larutan baku (standar)
- 4) Trampil dalam mengkonversi satuan konsentrasi dalam analisis titrasi

2. Uraian Materi

Pembahasan Umum Tentang Titrasi

1. Pendahuluan

Titrasi adalah suatu jenis volumetri. Dalam titrasi, analit direaksikan dengan suatu bahan lain yang diketahui/dapat diketahui jumlah mol-nya dengan tepat. Bila bahan tersebut berupa larutan, maka konsentrasi harus diketahui dengan teliti; larutan demikian dinamakan „larutan baku“. Dalam titrasi, konsentrasi larutan baku harus diketahui sampai empat desimal.

Reaksi dijalankan dengan titrasi, yaitu suatu larutan ditambahkan dari buret sedikit demi sedikit sampai jumlah zat-zat yang direaksikan tepat menjadi ekuivalen satu sama lain. Pada saat titran yang ditambahkan telah ekuivalen, maka penambahan titran harus dihentikan;

pada saat demikian dinamakan „titik akhir“ titrasi. Larutan yang ditambahkan dari buret disebut titran sedangkan larutan yang ditambah titran disebut titrat.

Dengan jalan ini, volume titran dapat diukur dengan teliti; bila juga diketahui konsentrasi titran, maka jumlah mol titran dapat dihitung. Karena jumlah titrat ekuivalen dengan titran, maka jumlah mol titrat dapat diketahui pula, berdasarkan persamaan reaksi dan koefisiennya.

2. Syarat-Syarat Titrasi

Tidak semua reaksi dapat dipergunakan sebagai reaksi titrasi. Untuk itu harus dipenuhi syarat-syarat sebagai berikut:

1. Reaksi harus berlangsung sempurna, tunggal dan menurut persamaan yang jelas.
2. Reaksi harus cepat dan reversibel. Bila tidak cepat, titrasi akan memakan waktu terlalu banyak apalagi menjelang titik akhir reaksi. Bila reaksi tidak reversibel, penentuan akhir titrasi tidak tegas.
3. Harus ada penunjuk akhir reaksi (indikator). Penunjuk itu dapat :
 - Timbul dari reaksi titrasi itu sendiri, misalnya titrasi campuran asam oksalat + asam sulfat oleh KMnO_4 dimana selama titrasi belum selesai titrat tidak berwarna, tetapi setelah akhir titrasi tercapai, larutan menjadi berwarna karena kelebihan setetes saja dari titran menyebabkan warna menjadi jelas.
 - Berasal dari luar. Dapat berupa suatu zat atau suatu alat yang dimasukkan kedalam titrat. Zat itu disebut „indikator“ dan menunjukkan akhir titrasi, karena
 - a. menyebabkan perubahan warna titrat atau
 - b. menimbulkan perubahan kekeruhan dalam titrat (larutan jernih menjadi keruh atau sebaliknya)
4. Larutan baku yang direaksikan dengan analit harus mudah dibuat dan sederhana penanganannya serta harus stabil sehingga konsentrasinya tidak mudah berubah.

Contoh suatu reaksi yang baik untuk titrasi adalah antara asam keras dan basa keras. Karena berlangsung sempurna, cepat, tunggal, ada indikator yang dengan jelas menunjukkan titik akhir titrasi. Larutan asam maupun basa mudah dibuat menjadi larutan baku dan dapat disimpan tanpa mengalami perubahan dalam konsentrasinya.

Sebaliknya titrasi AlCl_3 dengan basa keras bukan titrasi yang baik. Meskipun reaksinya dapat berjalan sempurna, ada indikator yang dapat menunjukkan titik akhir titrasi, larutan baku basa keras juga tersedia, tetapi reaksinya tidak tunggal karena juga terbentuk garam basa disamping Al(OH)_3 dan reaksinya lambat.

Dalam suatu titrasi keempat syarat diatas tidak selalu terpenuhi dengan baik, akan tetapi kadang-kadang kekurangan itu dapat diatasi. Misalnya :

1. Suatu reaksi yang lambat dapat dipercepat dengan katalisator, seperti titrasi H_3AsO_3 dengan KMnO_4 yang diberi sedikit KI sebagai katalisator. Titrasi dapat dipercepat pula dengan pemanasan, seperti titrasi asam oksalat dengan KMnO_3 yang dilakukan dengan memanaskan titrat sampai $60-70^\circ\text{C}$.
2. Reaksi samping dapat diiadakan dengan mengatur kondisi titrasi seperti pada penggunaan CrCl_2 , suatu reduktor kuat yang baik untuk titrasi, tetapi selain dioksidasi oleh analit juga mudah dioksidasi oleh oksigen dalam udara. Oksidasi oleh udara dapat dihindari dengan titrasi dalam lingkungan CO_2 .

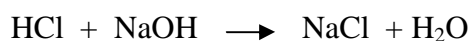
3. Penggolongan Titrasi

Dari uraian di atas dapat kita simpulkan beberapa masalah dalam titrasi yaitu:

1. Cara menentukan titik akhir yang harus tepat.
2. Cara menghitung jumlah analit harus benar.
3. Cara menentukan konsentrasi larutan baku harus teliti.

Ketiga hal ini penting sekali dan sebelum membahas lebih jauh akan dibahas terlebih dahulu tentang penggolongan titrasi.

A. Titrasi berdasarkan reaksi-reaksi metatetik, yaitu reaksi pertukaran ion, disini tidak ada unsur yang berubah tingkat valensinya. Contohnya adalah titrasi asam kuat oleh basa kuat atau sebaliknya, misalnya:



Reaksi ini dikatakan pertukaran ion karena Cl^- yang semula terikat dengan H^+ bertukar tempat dengan OH^- yang sebelumnya terikat pada Na^+ . Semua unsur setelah reaksi masih sama tingkat valensinya.

Macam titrasi ini dibedakan menjadi:

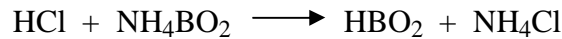
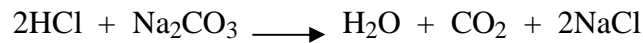
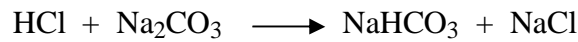
1. Titrasi asidimetri-alkalimetri yaitu titrasi yang menyangkut asam dan atau basa. Dalam titrasi ini perubahan terpenting yang mendasari penentuan titik akhir dan cara perhitungan adalah pH titrat.

Reaksi-reaksi yang terjadi dalam titrasi ini adalah:

- asam dengan basa (reaksi penetralan); agar kuatitatif, maka asam dan atau basa yang bersangkutan harus kuat.

- asam dengan garam (reaksi pembentukan asam lemah) agar kuatitatif asam harus kuat dan garam itu harus terbentuk dari asam lemah.

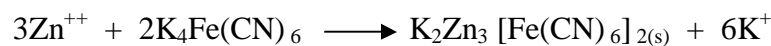
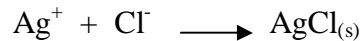
Contoh:



- basa dengan garam agar kuatitatif basa harus kuat dan garam harus terbentuk dari basa lemah, jadi berdasarkan pembentukan basa lemah tersebut.
2. Titrasi presipitometri yaitu titrasi dimana terbentuk endapan. Semakin kecil kelarutan endapan, semakin sempurna reaksinya.

Reaksi-reaksi yang terjadi dalam titrasi ini adalah:

Contoh:

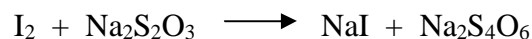
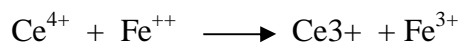
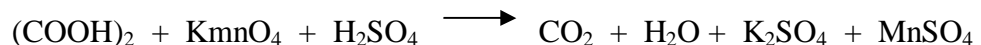


Titrasi presipitometri yang menyangkut larutan perak biasa disebut argentometri
Titrasi kompleksometri yaitu titrasi berdasarkan pembentukan senyawa kompleks (ion kompleks atau garam yang sukar mengion).

Disamping titrasi kompleks seperti diatas dikenal pula titrasi „kelatometri“ yaitu titrasi yang menyangkut penggunaan EDTA.

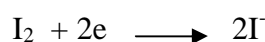
- B. Titrasi berdasarkan reaksi redoks yaitu terjadinya perpindahan elektron, disini terdapat unsur-unsur yang mengalami perubahan tingkat valensi.

Contoh



Titrasi berdasarkan reaksi redoks sering berupa:

1. Titrasi berdasarkan penggunaan oksidator kuat seperti KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Ce}(\text{SO}_4)_2$.
Titrasi yang menggunakan KMnO_4 sebagai titran dinamakan juga „permanganometri“
2. Titrasi iodometri atau iodimetri yaitu titrasi yang menyangkut reaksi



Dalam titrasi „langsung“ larutan baku I_2 dipakai sebagai titran ataupun titrat untuk mengoksidasi analit, dalam titrasi „tidak langsung“ larutan KI dipergunakan sebagai reduktor

untuk mereduksi analit sehingga terbentuk I_2 bebas, I_2 bebas ini dititrasi oleh larutan baku $Na_2S_2O_3$.

Yang dimaksud dengan titrasi langsung adalah titrasi dimana analit langsung dipergunakan sebagai titrat atau titran, dalam titrasi tidak langsung analit direaksikan dahulu dengan KI lalu hasil reaksinya dititrasi. Ada cara titrasi tidak langsung yang lain yaitu dimana analit direaksikan dengan pereaksi yang jumlahnya berlebih, kemudian kelebihan dititrasi dahulu, jumlah berlebih yang ditambahkan itu harus diketahui dengan tepat karena kelebihan ditentukan oleh titrasi itu, maka jumlah yang dihabiskan oleh analit adalah selisihnya dengan demikian cara titrasi tidak langsung ini lebih dikenal sebagai „titrasi kembali“ (*back titration*)

Agar memenuhi syarat reaksi sempurna, maka dalam titrasi redoks titrat dan titran harus berbeda besar dalam kekuatan oksidasi-reduksinya, demikian pula analit dan KI dalam titrasi tidak langsung. Namun dalam titrasi tidak langsung, perbedaan tidak perlu terlalu besar, karena bila I_2 yang terbentuk dititrasi, maka kesetimbangan reaksi antara analit dan KI digeser ke kanan sehingga reaksi menjadi sempurna.

4. Kenormalan

Dalam hitungan titrasi, konsentrasi titrat dan titran biasanya dinyatakan dalam N (kenormalan = normality = normalitet) bukan dalam M (kemolaran = molarity = molaritet). Kalau M menyatakan jumlah mol per liter, maka N menyatakan jumlah ekivalen per liter. Penggunaan N mempunyai keuntungan, bahwa hitungan menjadi sangat sederhana karena terdapat hubungan antara titrat, titran dan analit (dalam titrasi langsung maupun tidak langsung) yang sangat mudah yaitu :

Jumlah ekivalen titrat = jumlah ekivalen titran = jumlah ekivalen analit atau

$$(V \times N) \text{ titrat} = (V \times N) \text{ titran} = (V \times N) \text{ analit}$$

Akan tetapi hubungan yang sederhana dan mudah ini menimbulkan banyak kesalahan. Kesalahan-kesalahan itu timbul karena kurang pengertian tentang penentuan jumlah ekivalen atau berat ekivalen suatu zat sehingga dengan sendirinya juga timbul kesalahan menentukan konsentrasi dalam N. Penentuan berat ekivalen berbeda-beda menurut macam titrasinya dan sebaliknya untuk setiap zat dibahas dalam pembicaraan masing-masing cara titrasi. Harus diperhatikan bahwa hubungan antara jumlah ekivalen dan jumlah mol tidaklah tetap, dengan kata lain berat ekivalen suatu zat bukanlah selalu besaran tetap demikian juga nilai N larutan mungkin berubah-ubah menurut reaksi yang terjadi dalam titrasi, hal ini tergantung dari :

a. macam titrasi

b. kondisi titrasi

yang pasti tetap untuk setiap zat hanyalah berat mol dan nilai kelarutannya. Sebagai contoh dapat disebutkan:

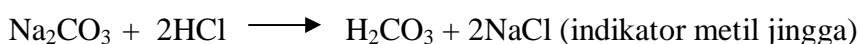
1. H_3PO_4 , dalam titrasi asidi-alkalimetri dimana titrannya NaOH berat ekivalennya dapat 1 X BM atau $\frac{1}{2}$ x BM tergantung indikator yang dipergunakan;

- Dengan indikator fenolftalin, $\text{BE} = \text{BM}/2$; larutan $1\text{M} = 2\text{N}$ tetapi
- Dengan indikator metil jingga, $\text{BE} = \text{BM}$; larutan $1\text{M} = 1\text{N}$ sesuai dengan reaksi:



2. Na_2CO_3 , dalam titrasi asidi-alkalimetri dimana titrannya HCl disini terjadi kebalikan dari asam fosfat

- Dengan indikator fenolftalin, $\text{BE} = \text{BM}$; larutan $1\text{M} = 1\text{N}$ tetapi
- Dengan indikator metil jingga, $\text{BE} = \text{BM}/2$; larutan $1\text{M} = 2\text{N}$ sesuai dengan reaksi:



3. $\text{KH}(\text{IO}_3)_2$ yaitu kalium iodat asam (potassium acid iodate) yang dipergunakan sebagai bahan baku primer dalam asidimetri dan iodometri menurut reaksi-reaksi sebagai berikut:



$$\text{BE} = \text{BM}; \text{larutan } 1\text{M} = 1\text{N}$$



$$\text{BE} = \text{BM}/12; \text{larutan } 1\text{M} = 12\text{N}$$

Ketiga contoh diatas cukup jelas menunjukan sekali lagi bahwa BE bukanlah besaran yang selalu tetap dan sebagai akibatnya nilai N suatu larutan juga berubah-ubah. Oleh karena itu maka penggunaan BE dan menyatakan konsentrasi dengan N harus dengan hati-hati.

Suatu botol berisi larutan H_2PO_3 dengan pernyataan konsentarsi 2M jelas dan pasti artinya tetapi bila dinyatakan berkonsentrasi 2N maka tidak jelas berapa sebenarnya konsentarsinya.

Tentang penentuan titik akhir sudah disebutkan beberapa kemungkinannya. Secara spesifik macam indikator yang dipergunakan dibahas dalam pembicaraan tiap macam titrasi. Bila tidak dipergunakan alat sebagai indikator, maka titik akhir dilihat bila ada perubahan:

1. Warna yaitu larutan tidak berwarna menjadi berwarna tertentu atau larutan berwarna lenyap warnanya atau larutan berwarna satu berubah menjadi warna lain.
2. Kekeruhan yaitu larutan yang jernih menjadi keruh atau sebaliknya.

Bila tidak ditambahkan indikator, maka perubahan warna terjadi karena titran atau titrat mempunyai warna, tetapi hasil-hasil reaksi tidak berwarna. Contoh titran berwarna adalah KmnO_4 dan I_2 sedangkan contoh titrat berwarna adalah I_2 (dititarsi dengan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$). Bila titrasi dilakukan dengan menambahkan indikator, maka perubahan warna atau kekeruhan terjadi karena reaksi antara indikator itu dengan titran.

Agar titrasi baik maka perubahan warna atau kekeruhan harus terjadi tepat pada saat titran telah ekuivalen dengan titrat. Jumlah teoritis yang ekuivalen dan saat jumlah titran mencapai jumlah teoritis tersebut dinamakan „titik ekuivalen“ dengan kata lain titik akhir seharusnya sama dengan titik ekuivalen. Pada umumnya kesamaan itu tidak dapat dicapai sehingga terjadi kesalahan. Namun kesalahan itu tidak perlu dianggap kegagalan titrasi. Yang penting kesalahan itu harus dibatasi sehingga tidak menjadi terlalu besar. Maka dalam praktek analisa secara titrasi paling banyak dipergunakan dengan tingkat kesalahan tidak lebih dari 0,1%. Dengan cara kerja yang lebih berhati-hati kesalahan ini masih dapat dikurangi.

Salah satu sebab ketidakcocokan titik akhir dengan titik ekuivalen adalah reaksi antara indikator dan titran sehingga menyebabkan kesalahan positif (jumlah yang dipakai lebih dari yang sesungguhnya diperlukan untuk ekuivalen).

Suatu contoh adalah reaksi AgNO_3 sebagai titran dengan K_2CrO_4 sebagai indikator dalam titrasi argentometri (cara Mohr) dalam titrasi ini titrat adalah larutan klorida atau bromida. Selama belum tercapai titik akhir, terjadi endapan yang berwarna putih: titik akhir ditunjukkan oleh timbulnya endapan merah bata yaitu Ag_2CrO_4 . Agar terbentuk Ag_2CrO_4 harus ada reaksi antara titran dan indikator selain itu harus juga terjadi cukup banyak Ag_2CrO_4 agar warnanya dapat tampak. Ini berarti bahwa cukup banyak pula AgNO_3 yang terpakai indikator. Dengan pengertian yang baik tentang sifat-sifat reaksi, kesetimbangan yang terjadi, trayek pH (untuk titrasi asam-basa) pengkompleksan dan sebagainya. Maka dapat diatur kondisi titrasi yang memungkinkan kesalahan menjadi sekecil mungkin.

Dengan kata lain bahwa terjadinya perubahan warna oleh indikator merupakan akibat perubahan yang terjadi dalam larutan yang dititrasi. Dalam asidi-alkalimetri sifat yang berubah itu adalah pH larutan dan indikator berubah karena pada pH yang telah berbeda itu warnanya berbeda. Dalam titrasi iodometri (I_2 dititarsi dengan $\text{Na}_4\text{S}_4\text{O}_3$) dipergunakan amilum sebagai indikator, mula-mula warna titrat biru tua, tetapi menjadi tidak berwarna pada titik akhir. Perubahan yang menyebabkan adalah konsentrasi I_2 menjadi nol. Dalam titrasi dengan $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ sebagai titran dipergunakan indikator-indikator yang berubah warna bukan karena pH berubah akan tetapi karena tingkat oksidasi analit telah berubah. Karenanya dalam titrasi oksidimetri indikator pH tidak dapat dipergunakan.

Telah terbiasa orang belajar dan mengatakan bahwa indikator adalah suatu zat yang akan berubah warna apabila larutan yang berisi indikator tersebut berubah pH. Tepatnya adalah bahwa dalam suatu titrasi indikator adalah zat (atau alat) yang dapat menunjukkan akhir titrasi tersebut. Indikator pH yaitu zat yang berubah warna kalau pH lingkungannya berubah) hanyalah merupakan salah satu macam indikator.

5. Perbandingan Cara-Cara Titrasi Dan Gravimetri (Pengendapan)

Dibandingkan dengan cara gravimetri (pengendapan), titrasi lebih banyak keuntungannya. Pada umumnya bila mungkin orang lebih sering memilih titrasi daripada gravimetri. Sudah pula disebutkan diatas, bahwa titrasi merupakan cara yang paling banyak dipakai untuk analisa dengan tingkat kesalahan 0,1%.

1. Keuntungan-keuntungannya:

- a. titrasi lebih sederhana daripada gravimetri karena pengerjaan-pengerjaan seperti membentuk endapan, penyaringan, pencucian, pemijaran, penimbangan hasil tidak perlu dikerjakan. Karena itu pula maka titrasi lebih cepat dan lebih mudah melakukannya. Selain itu, pada umumnya semakin sedikit tahap-tahap perlakuan yang diperlukan maka semakin sedikit pula kemungkinan terjadi kesalahan.
- b. Kadang-kadang titrasi lebih mudah menghindari gangguan, misalnya dalam penetapan Ca dalam batuan SiO_2 merupakan gangguan karena ikut mengendap dengan endapan Ca, bila penetapan Ca dilakukan dengan mentitrasi endapan Ca-oksalat yang terbentuk itu maka SiO_2 tidak mengganggu dan tidak memerlukan pemisahannya yang sangat sulit.
- c. Larutan baku untuk titrasi dapat dibuat bermacam-macam konsentrasinya disesuaikan dengan jumlah analit yang dianalisa. Bila jumlah analit sedikit dipergunakan larutan baku yang encer dan sebaliknya. Ini memungkinkan analisa secara titrasi untuk analit yang terlalu sedikit untuk cara gravimetri. Misalnya suatu bahan yang berisi 6 mg NaCl dapat dititarsi dengan AgNO_3 0,01M, dan akan membutuhkan 10 ml titran; dengan memakai buret yang teliti (semimikro) kesalahan titrasi dapat dibuat menjadi hanya sekitar 0,1%. Bila diendapkan sebagai AgCl, endapan yang diperoleh hanya sebanyak 15 mg jumlah ini terlalu kecil untuk analisa dengan ketelitian seperti dalam titrasi tersebut.

2. Kelemahan-kelemahannya

- a. Untuk jumlah analit yang normal (0,1 – 1,0 gram) gravimetri lebih precise dan accurate
- b. Suatu reaksi yang kurang sempurna dalam gravimetri sering masih dapat dipergunakan yaitu dengan menambahkan pereaksi yang berlebih sehingga kesetimbangan digeser ke kanan dan pengendapan menjadi lebih sempurna. Dalam titrasi langsung hal ini tidak mungkin karena titrasi harus dihentikan bila titik akhir tercapai.

6. Pembuatan Larutan Baku Dan Standardisasi

Sudah dikemukakan bahwa dalam titrasi analit direaksikan dengan suatu pereaksi sehingga jumlah kedua zat tersebut ekuivalen. Bila prereaksi dipergunakan dalam bentuk padat, maka beratnya harus diketahui dengan tepat. Ini berarti bahwa zat tersebut harus sangat murni. Sebaliknya bila pereaksi dipergunakan dalam bentuk larutan, maka dan konsentrasinya harus diketahui dengan tepat kedua-duanya. Volume yang tepat relatif mudah diketahui (diukur dengan buret atau pipet); untuk mengetahui konsentrasinya yang tepat, maka berat zat yang dilarutkan dan volume larutan yang terjadi juga harus diketahui dengan tepat. Jadi tetap ada kebutuhan mengetahui berat yang tepat dari pereaksi tersebut dan seperti disebutkan diatas zat tersebut harus mempunyai kemurnian yang sangat tinggi.

Suatu contoh dari zat yang tidak dapat dianggap cukup murni adalah ion NaOH. Dalam pembuatannya mungkin NaOH dapat dihasilkan cukup murni akan tetapi dalam penyimpanannya NaOH mengalami perubahan antara lain karena NaOH higroskopis jadi menarik uap air dari udara, selain itu juga mudah bereaksi dengan CO₂ dalam udara. Kedua proses ini menyebabkan NaOH tidak murni lagi dan bila ditimbang sejumlah tertentu sukar untuk mengetahui berapa sebenarnya NaOH murni yang terkandung didalamnya karena jumlah H₂O maupun CO₂ yang ditarik oleh NaOH tidak dapat ditentukan (tidak tertentu). Dengan kata lain bila ditimbang 40 gram NaOH (= 1 grametil merahol), maka sesungguhnya isinya kurang dari 1 grametil merahol; jika dilarutkan menjadi 1 liter larutan tepat, maka konsentrasinya tidak dapat dinyatakan 1,0000 M. Tanpa mengetahui konsentrasi NaOH yang setepatnya, maka titrasi yang mempergunakan NaOH itu juga tidak dapat dipakai untuk menghitung dengan tepat jumlah analit. Maka timbulah kebutuhan standardisasi larutan NaOH itu. Standardisasi adalah suatu usaha untuk menentukan konsentrasi larutan baku yang tepat. Cara yang dipergunakan dapat bermacam-macam, misalnya untuk standardisasi larutan AgNO₃ dapat dipakai gravimetri; diendapkan sebagai AgCl.

Dapat juga dipakai titrasi asal tersedia suatu larutan yang diketahui konsentrasinya. Untuk standardisasi secara titrasi ini, maka bahan penstandardisasi haruslah suatu bahan baku primer yaitu suatu bahan yang konsentrasi larutannya dapat langsung ditentukan dari berat bahan yang dilarutkan dan volume larutan yang terjadi. Larutan yang dibuat dari bahan baku primer tersebut dinamakan „larutan baku primer“. Karena titrasi merupakan jalan yang paling sederhana untuk standardisasi, maka penting untuk mengetahui sifat-sifat atau syarat-syarat yang diperlukan untuk bahan baku primer yaitu:

1. Sangat murni, atau mudah dimurnikan, mudah diperoleh dan dikeringkan
2. Mudah diperiksa kemurniannya (mengetahui macam dan jumlah pengotornya)
3. Stabil dalam keadaan biasa, setidak-tidaknya selama ditimbang
4. Sedapat mungkin mempunyai berat ekivalen yang tinggi untuk mengurangi kesalahan penimbangan
5. Dalam titrasi akan bereaksi menurut syarat-syarat reaksi titrasi.

Macam bahan baku primer dengan sendirinya berbeda menurut macam titrasinya. Bahan baku primer yang betul-betul baik tidak banyak jumlahnya karena syarat-syarat diatas cukup berat.

c. Rangkuman 1

Tidak semua reaksi dapat dijadikan dasar dalam analisis titrasi. Reaksi-reaksi yang dapat digunakan sebagai dasar analisis titrasi adalah reaksi-reaksi yang berlangsung sempurna, tunggal dan menurut persamaan yang jelas, cepat dan reversibel, ada penunjuk akhir reaksi (indikator) yang dapat digunakan, tersedianya larutan baku yang direaksikan dengan analit yang mudah dibuat dan sederhana penanganannya serta stabil sehingga konsentrasinya tidak mudah berubah.

Titrasi dapat dikelompokkan ke dalam: titrasi asidimetri-alkalimetri, titrasi presipitometri, titrasi kompleksometri, disamping titrasi kompleks seperti diatas dikenal pula titrasi „kelatometri“ yaitu titrasi yang menyangkut penggunaan EDTA serta titrasi berdasarkan reaksi redoks.

d. Tugas 1

Carilah beberapa senyawa yang dapat digunakan sebagai larutan baku (standar) dalam titrasi serta cari prosedur bagaimana cara membuat larutan baku tersebut.

e. Tes Formatif 1

Jawablah pertanyaan-pertanyaan berikut!

1. Apa yang dimaksud dengan titik akhir titrasi?
2. Jelaskan syarat-syarat dapat dipergunakannya titrasi dalam analisa kuantitatif.
3. Jelaskan dasar-dasar penggolongan titrasi!
4. Apa yang dimaksud dengan Normalitas (N) dan Molaritas (M) ?
5. Hitung normalitas larutan nikel nitrat yang terbuat dari pelarutan 2,00 g logam nikel murni dalam asam nitrat dan dilarutkan sampai 500 mL. Nikel akan dititrasi dengan KCN, dan reaksi berikut ini akan terjadi:
$$\text{Ni}^{2+} + 4\text{CN}^- \longrightarrow \text{Ni}(\text{CN})_4^{2-}$$

Hitung juga molaritas-nya.
6. Jelaskan keuntungan analisis secara titrasi!

f. Kunci Jawaban Tes Formatif 1

1. Pada saat titran yang ditambahkan telah ekuivalen dengan titrat, pada saat ini maka penambahan titran harus dihentikan.
2. syarat-syarat sebagai berikut:
 - Reaksi harus berlangsung sempurna, tunggal dan menurut persamaan yang jelas.
 - Reaksi harus cepat dan reversibel.
 - Harus ada penunjuk akhir reaksi (indikator).
 - Larutan baku yang direaksikan dengan analit harus mudah dibuat dan sederhana penanganannya serta harus stabil sehingga konsentrasinya tidak mudah berubah.
3. Macam titrasi ini dibedakan menjadi:
 - Titrasi asidimetri-alkalimetri yaitu titrasi yang menyangkut asam dan atau basa. Dalam titrasi ini perubahan terpenting yang mendasari penentuan titik akhir dan cara perhitungan adalah pH titrat.
 - Titrasi presipitimetri yaitu titrasi dimana terbentuk endapan. Semakin kecil kelarutan endapan, semakin sempurna reaksinya.
 - Titrasi kompleksometri yaitu titrasi berdasarkan pembentukan senyawa kompleks (ion kompleks atau garam yang sukar mengion). Disamping titrasi kompleks seperti diatas dikenal pula titrasi „kelatometri“ yaitu titrasi yang menyangkut penggunaan EDTA.
 - Titrasi berdasarkan reaksi redoks yaitu terjadinya perpindahan elektron, disini terdapat unsur-unsur yang mengalami perubahan tingkat valensi.

4. Kalau M menyatakan jumlah mol per liter, sedangkan N menyatakan jumlah ekivalen per liter.

5. $N = 0,136 \text{ eq/liter}$

$M = 0,0680 \text{ mol/liter}$

6. Keuntungan-keuntungan analisis secara titrasi:

- Titrasi lebih sederhana daripada gravimetri, karena pengerjaan-pengerjaan seperti membentuk endapan, penyaringan, pencucian, pemijaran, penimbangan hasil tidak perlu dikerjakan.
- Titrasi lebih mudah menghindari gangguan, misalnya dalam penetapan Ca dalam batuan SiO_2 merupakan gangguan karena ikut mengendap dengan endapan Ca, bila penetapan Ca dilakukan dengan mentitrasi endapan Ca-oksalat yang terbentuk itu maka SiO_2 tidak mengganggu dan tidak memerlukan pemisahannya yang sangat sulit.
- Larutan baku untuk titrasi dapat dibuat bermacam-macam konsentrasinya disesuaikan dengan jumlah analit yang dianalisa. Bila jumlah analit sedikit dipergunakan larutan baku yang encer dan sebaliknya. Ini memungkinkan analisa secara titrasi untuk analit yang terlalu sedikit untuk cara gravimetri.

2. Kegiatan Belajar 2

b. Tujuan Kegiatan Belajar 2

Setelah mempelajari materi dalam kegiatan belajar ini, diharapkan anda dapat melakukan analisis kimia berdasarkan titrasi asidi alkali metri.

b. Uraian Materi

Asidi Alkali Metri

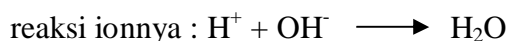
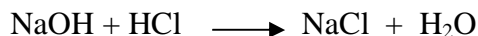
1. Pendahuluan

Sudah dikemukakan sebelumnya bahwa titrasi asidi alkali metri menyangkut reaksi dengan asam/atau basa; diantaranya:

1. Asam kuat – basa kuat
2. Asam kuat – basa lemah
3. Asam lemah – basa kuat
4. Asam kuat – garam dari asam lemah
5. Basa kuat – garam dari basa lemah

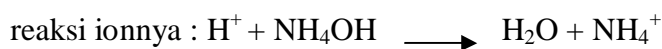
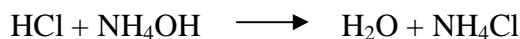
Kesempurnaan reaksi kita lihat seperti berikut:

1. Asam kuat – basa kuat



$$\text{maka } K = \frac{[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}^+][\text{OH}^-]} = \frac{1}{K_w} = 56 \times 10^{14} \text{ jadi mempunyai nilai yang sangat besar atau reaksinya sempurna}$$

2. Asam kuat – basa lemah



$$\text{maka } K = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{NH}_4^+]}{[\text{H}^+][\text{NH}_4\text{OH}]} \text{ dan bila } K \text{ dikalikan } \frac{[\text{OH}^-]}{[\text{OH}^-]}, \text{ maka}$$

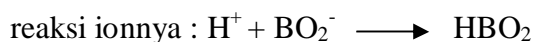
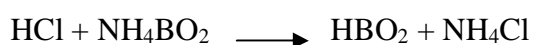
$$K = \frac{K_b}{K_w} = \frac{10^{-5}}{10^{-14}} = 10^9$$

Dari rumus K yang terhitung diatas jelas bahwa semakin lemah basa yang dititrasi, maka semakin kecil K itu sehingga makin kurang sempurna

3. Asam lemah – basa kuat

Berlaku perhitungan dan kesimpulan serupa

4. Asam kuat – garam dari asam lemah



K terlihat merupakan harga resiprok dari K_a asam berat ($K_a = 5.8 \times 10^{-10}$) maka $K = 1.7 \times 10^9$. Jelas bahwa makin lemah asam pembentuk garam yang dititrasi makin sempurna titrasinya.

Untuk mengerti dengan baik penentuan titik akhir dengan mempergunakan indikator, maka perlu dibicarakan tentang indikator pH dan kurva titrasi.

2. Indikator pH Atau Indikator Asam-Basa

Indikator asam-basa adalah suatu zat yang dapat berubah warnanya apabila pH lingkungannya berubah. Misalnya brom timol biru dalam larutan asam warnanya kuning tetapi dalam keadaan basa warnanya biru. Warna dalam keadaan asam dinamakan „warna asam“ dari indikator (kuning untuk brom timol biru) sedang warna yang ditunjukkan dalam keadaan basa disebut „warna basa“.

Akan tetapi harus dimengerti bahwa asam dan basa disini tidak berarti pH kurang atau lebih dari tujuh, asam berarti pH lebih rendah dan basa berarti pH lebih besar dari trayek indikator yang bersangkutan.

Brom timol biru mempunyai trayek indikator (atau trayek pH) antara pH 6.0 dan 7.6 maka warna asam (kuning) adalah warnanya bila pH larutan kurang dari 6.0 dan warna biru nampak bila pH larutan lebih dari 7.6. Berapapun pH-nya warna akan biru asal $\text{pH} > 7.6$; tidak ada beda warna antara pH 8 dan 11 atau 13.5 demikian pula pada pH 0 atau 3.5 atau 5.9 tidak tampak perbedaan warna; warna selalu kuning selama $\text{pH} < 6.0$. Lain halnya bila pH terletak didalam trayek pH. Pada tiap pH yang berbeda akan tampak warna yang lain pula; warnanya merupakan suatu campuran warna antara kuning dengan biru dan lebih banyak kuning bila mendekati 6.0 dan sebaliknya lebih banyak biru bila mendekati pH 7.6. Jadi bila sederetan larutan dengan pH meningkat dari 6.0 sampai 7.6 diberi brom timol biru masing-masing sama banyak, maka tampak warna larutan-larutan tersebut kekuning-kuningan - kehijau-hijauan – hijau kekuning-kuningan – hijau – hijau kebiru-biruan dst. Sampai biru muda – dan terakhir biru.

Jadi diluar trayek pH indikator hanya menampakkan warna asam atau warna basa dan tidak tergantung dari pH, sedangkan didalam trayek terlihat warna yang berbeda-beda sesuai

dengan pH sebenarnya, dengan kata lain didalam trayek kita dapat menentukan pH bersarkan warna indikator yang bersangkutan.

Setiap indikator asam-basa mempunyai trayek sendiri, demikian pula warna asam dan warna basanya. Tabel dibawah memberikan contoh beberapa indikator.

Diantara indikator ada yang mempunyai satu macam warna, misalnya fenolftalein yang berwarna merah dalam keadaan basa tetapi tidak berwarna bila keadaannya asam. Fenolftalein dinamakan „indikator satu warna“ dan brom timol biru adalah „indikator dua warna“. Indikator satu warna menunjukkan warna yang sama juga dalam trayeknya akan tetapi intensitasnya berbeda sesuai dengan pHnya,. Untuk fenolftalein warnanya tampak makin tua bila pH semakin tinggi (mendekati 9.6) dan makin muda bila semakin kecil (mendekati 8.0) letak trayek fenolftalein diantara 8.0 dan 9.6 maka pH dibawah 8.0 larutan tak berwarna dan diatas 9.6 warna merahnya tidak berubah intensitasnya.

Tabel : Beberapa indikator asam-basa yang penting

No.	Nama	Trayek pH	Warna Asam	Warna Basa
1	Kuning Metil	2.9 – 4.0	Merah	Kuning
2	Metil jingga	3.1 – 4.4	Merah	Kuning
3	Hijau Bromkresol	3.8 – 5.4	Kuning	Biru
4	Merah Metil	4.2 – 6.3	Merah	Kuning
5	Brom timol biru	6.0 – 7.6	Kuning	Biru
6	Merah Fenol	6.4 – 8.0	Kuning	Merah
7	Purper Kresol	7.4 – 9.6	Kuning	Purpur
8	Fenolftalein	8.0 – 9.6	Tidak Berwarna	Merah
9	Timolftalein	9.3 – 10.5	Tidak Berwarna	Biru
10	Kuning Alizarin	10.1 – 12.0	Tidak Berwarna	Violet

3. Kurva Titrasi

Larutan yang dititrasi dalam asidimetri-alkalimetri mengalami perubahan pH, misalnya larutan asam dititrasi dengan basa, maka pH larutan yang mula-mula rendah selama titrasi terus menerus naik. Bila pH itu diukur dengan pengukur pH (pH meter) pada awal titrasi yaitu sebelum ditambah basa dan pada waktu-waktu tertentu setelah titrasi dimulai, maka kalau pH larutan dialurkan lawan volume titran, kita peroleh grafik yang disebut „kurva titrasi“.

Bila suatu indikator pH kita pergunakan untuk menunjukkan titik akhir titrasi, maka :

1. Indikator harus berubah warna tepat pada saat titran ekuivalen dengan titrat yaitu agar tidak terjadi kesalahan titrasi (selisih antara titik akhir dan titik ekuivalen)
2. Perubahan warna itu harus terjadi secara mendadak agar tidak ada keragu-raguan tentang kapan titrasi harus dihentikan. Bila perubahan warna mendadak sekali yaitu tetes terakhir menyebabkan warna sama sekali lain, maka dikatakan bahwa titik akhirnya tegas (*sharp*)

Gambar 1 Titrasi Asam Kuat oleh Basa Kuat, pH titik ekivalennya = 7

Terlihat bahwa metil jingga, brom timol biru maupun fenolftalein ketiga-tiganya dapat dipakai untuk menentukan titik akhir karena :

- Trayek metil jingga sekalipun agak jauh dari titik ekuivalen masih dibagian yang curam
- Trayek brom timol biru mencakup titik ekuivalen dan bagian curam
- Trayek fenolftalein tidak jauh lewat titik ekuivalen masih curam

Dari gambar mudah dimengerti mengapa trayek pH yang memotong bagian curam menyebabkan titik akhir yang tegas. Bila suatu titrasi mencapai titik dekat dengan batas bawah trayek, maka warna masih tetap seperti pada awal titrasi; setetes titran jelas menyebabkan pH naik banyak sehingga memotong atau sama sekali melintasi trayek pH itu, maka warna oleh setetes itu berubah sama sekali. Misalnya dalam penggunaan metil jingga selama titrasi ($\text{NaOH} < 100\%$), pH masih dibawah trayek ($< 3,1$) sehingga warna tetap merah sampai misalnya kurva mencapai titik a.

Selain itu satu tetes titran menggeser absis sedikit sekali ke kanan, tetapi ordinat (pH larutan) melonjak keatas dan dapat menjadi lebih tinggi daripada trayek; bila demikian maka warna menjadi kuning, jadi berubah dengan jelas oleh setetes itu saja. Kalau titrasi disini kita hentikan, apakah tidak terjadi kesalahan? Mungkin sekali terjadi kesalahan sebab yang tepat betul hanya kalau kurva sampai pada titik ekuivalen namun walaupun terjadi kesalahan akan kecil sekali sebab kalau warna sudah kuning, pH sudah diatas 4.4 dan karena setetes saja mengubah warna dari merah ke kuning, maka pH tidak dapat terlalu tinggi/tidak terlalu jauh dari 7. Bagaimana kalau tetes terakhir menyebabkan perubahan warna cukup jelas tetapi tidak sampai menjadi kuning dan titrasi dihentikan? Berarti kita belum melewati batas-batas trayek metil jingga (titik b) tetapi karena kurva curam maka kekuarangan titran sedikit dan kesalahan kecil, sekalipun ini lebih besar daripada contoh pertama dimana warna menjadi kuning tadi.

Sebaliknya bagaimana kalau warna berubah menjadi kuning tetapi masih ditambah titran lagi? Tidak baik sebab setelah lewat titik b warna tetap kuning berapapun titran ditambahkan sehingga sukar diketahui sebenarnya dimana posisinya kalau akhirnya titrasi dihentikan.

Dengan kata lain tidak dapat dikatakan apakah kesalahan besar atau masih cukup kecil dan dapat dipertanggungjawabkan.

Penggunaan brom timol biru, warna larutan selama titrasi adalah kuning sampai tercapai titik c setelah itu kurang dari setetespun akan menyebabkan warna terus berubah menjadi biru yang berarti bahwa kita telah melewati titik d (dan dengan sendirinya melewati titik ekivalen). Asal, benar-benar satu tetes saja yang menyebabkan timbul warna biru dengan mendadak dan jelas, maka kesalahan akan kecil. Untuk titrasi yang 100% tepat titrasi harus mencapai warna brom timol biru pada pH 7, hijau; melihat letak trayek secara praktis kita dapat menghentikan titrasi dengan kesalahan paling kecil, pada waktu larutan sudah tidak kuning lagi. Dengan kata lain asal sudah berubah warna, tetapi belum menjadi biru.

Karena letak titik ekivalen didalam trayek brom timol biru, maka bagian yang dipotong trayek itu merupakan daerah paling curam. Karena itu dibanding dengan penggunaan metil jingga dan fenolftalein penggunaan brom timol biru paling tepat, perubahan warnanya paling tegas dan paling mudah untuk mengetahui saat setepat-tepatnya untuk menghentikan titrasi. Juga pengurangan konsentrasi asam dan basa tidak mempengaruhi ketelitian penentuan titik akhir berdasar brom timol biru. Pada penggunaan metil jingga dan fenolftalein ketelitian tersebut sangat dipengaruhi oleh konsentrasi titrat maupun titran; makin kecil konsentrasi yang dipergunakan makin kurang ketelitiannya dengan kata lain makin besar kesalahannya. Perhatikanlah **gambar 1 dan 3**.

Penggunaan fenolftalein bila kurva sudah mencapai pH lewat 7 tetapi kurang dari 8 maka larutan tetap masih belum berwarna; titrasi belum dapat dihentikan (karena belum ada perubahan warna) sekalipun sudah „terlambat“. Bila kita teruskan sampai larutan berwarna yaitu pH lewat 8 semakin terlambat lagi. Ini berarti bahwa untuk menekan kesalahan titrasi harus segera dihentikan apabila sudah tampak warna, malah asal tampak warna merah, sekalipun masih sangat tidak jelas.

Kalau disimpulkan, maka pada titrasi asam kuat oleh basa kuat baik metil jingga, brom timol biru maupun fenolftalein dapat dipergunakan untuk penentuan titik akhir; yang paling tepat adalah brom timol biru; konsentrasi titran dan titrat mempengaruhi ketelitian titik akhir untuk metil jingga dan fenolftalein. Sebaiknya titrasi dihentikan apabila:

- Dengan metil jingga, kalau tepat mencapai warna kuning (sedikit lewat trayek)
- Dengan brom timol biru, kalau mencapai warna antara kuning dan biru
- Dengan fenolftalein, kalau baru saja timbul warna merah (baru saja mencapai trayek).

Gambar 2 titrasi asam lemah oleh basa kuat

Pemilihan indikator disini sangat tergantung dari kekuatan asam yang bersangkutan. Dalam kurva yang tergambar adalah jalannya titrasi asam asetat, $K_a = 10^{-5}$ dengan titik ekuivalen pada pH ± 9 untuk konsentrasi asam dan basa = 0,1 M. Juga disini konsentrasi terpengaruh.

Penggunaan metil jingga: jelas tidak boleh karena :

1. Setelah warna menjadi kuning pada pH 4.4 titrasi baru 20% selesai; bila ditambahkan terus NaOH warna tetap kuning dan tidak dapat diketahui kapan titik ekuivalen (pH 9) tercapai; selain itu
2. Perubahan warna indikator terjadi sangat lambat sehingga sulit menentukan kapan sebenarnya warna sudah tetap kuning.

Penggunaan brom timol biru: kurang baik karena trayek tidak seluruhnya memotong bagian curam dari kurva, dari titik c sampai d jaraknya cukup besar sehingga penambahan setetes titran tidak dapat mengubah warna langsung dari kuning menjadi biru. Titik ekuivalen terdapat diatas trayek, berarti warna harus sudah biru bila tidak hendak menghentikan titrasi. Perubahan warna terjadi bertahap sedikit demi sedikit tetapi lebih cepat daripada dibanding dengan metil jingga. Jadi agak sukar untuk menentukan dengan pasti kapan titrasi harus dihentikan.

Penggunaan fenolftalein: trayek fenolftalein mencakup pH titik ekuivalen. Bila larutan baru saja mulai berwarna, pH sudah lewat 8; mungkin masih belum 9 tetapi mungkin juga sudah. Jadi juga disini sebaiknya titrasi dihentikan asal sudah timbul warna merah.

Gambar 5 : titrasi basa kuat oleh asam kuat, pH titik ekuivalen 7

Dapat difahami bahwa metil jingga, brom timol biru, dan fenolftalein dapat dipergunakan asal juga diingat pengaruh konsentrasi titrat maupun titran; yang paling baik adalah brom timol biru. Sebaiknya titrasi dihentikan:

- Dengan fenolftalein, kalau sudah hilang warna merah (baru saja hilang)
- Dengan brom timol biru, kalau mencapai warna antara biru dan kuning
- Dengan metil jingga, kalau sudah tidak kuning lagi (baru saja/sedikit berubah)

Gambar 6 : titrasi basa lemah oleh asam kuat

Seperti pada titrasi asam lemah oleh basa kuat, harus diingat bahwa pembicaraan sangat tergantung dari lemahnya basa itu dan juga terpengaruh sedikit oleh konsentrasi. Dalam kurva

tergambar titrasi amonium hidroksida ($K_b = 10^{-5}$) dengan konsentrasi 0.1M. Titik ekuivalen pada pH ± 5 . Jelas bahwa :

- fenolftalein sama sekali tidak dapat dipergunakan
- brom timol biru tidak baik
- metil jingga dapat dipakai tetapi harus hati-hati; titrasi harus dihentikan asal sudah terjadi perubahan warna (asal sudah tidak kuning lagi, sudah tercampur sedikit merah)

Gambar 7 : titrasi garam asam lemah oleh asam kuat

Pembicaraan sangat tergantung dari lemahnya asam yang membentuk garam itu dan konsentrasi juga berpengaruh. Yang dibicarakan disini adalah titrasi NaCN 0.1M ($K_a \text{ HCN} = 2 \times 10^{-9}$) Titik ekuivalen pada pH ± 5 . Dapat diturunkan sendiri bahwa keadaannya persisi sama dengan titrasi NH_4OH (Gambar 6)

Bagaimana penggunaan merah metil, purper kresol, fenolftalein untuk titrasi-titrasi yang dibicarakan diatas?

Dapat disimpulkan bahwa makin besar daerah curam kurva (makin panjang bagian curam) makin leluasa pemilihan indikator. Bentuk kurva dan panjang bagian curam tergantung dari:

1. Kesempurnaan reaksi, pada kekauatan asam dan basa yang tersangkut dalam titrasi baik yang bereaksi sebagai titran dan titrat maupun yang terbentuk sebagai hasil reaksi.
2. Konsentarsi titran dan titrat. Asam kuat pun bila terlalu encer akan menunjukkan daerah curam terlalu pendek sehingga sukar dititrasi.

4. pH Larutan Pada Titik Ekuivalen

Dari pembicaraan diatas disebutkan pH titik ekuivalen berbeda-beda tergantung dari macam titran dan titrat. pH pada titik ekuivalen menentukan indikator apa yang didapat atau harus dipergunakan. Maka penting untuk mengerti dengan jelas dari mana asal atau bagaimana mengetahui berapa pH titik ekuivalen itu. Hanya satu patokan yang perlu diingat yaitu pH titik ekuivalen adalah pH larutan yang terdapat pada titik ekuivalen itu dan larutan itu adalah:

1. Larutan garam (dalam titrasi asam oleh basa dan sebaliknya)
 - a. asam maupun basa kuat; larutan garamnya mempunyai pH 7; indikator agak leluasa pilihannya, baik yang bertrayek pH rendah dibawah 7, sekitar 7 ataupun diatas 7 dapat dipakai.

- b. Asam kuat, basa lemah: larutan mempunyai pH rendah (<7) karena garam tersebut mengalami hidrolisa sehingga terjadi kelebihan ion H^+ menurut rumus

$$[H^+] = \sqrt{(K_w/K_b)c_g} \text{ atau } pH = \frac{1}{2} (14 - pK_b + pc_g)$$

- c. Asam lemah, basa kuat: larutan mempunyai pH tinggi (>7) karena garam tersebut terjadi dari asam lemah dan basa kuat dan terhidrolisa sehingga

$$[OH^-] = \sqrt{(K_w/K_a)c_g} \text{ atau } pH = \frac{1}{2} (14 - pK_a + pc_g)$$

Indikator yang cocok mempunyai trayek pH diatas 7 (misalnya fenolftalein)

2. Larutan asam lemah (dalam titrasi/garam asam lemah oleh asam kuat): dengan sendirinya pH larutan rendah yaitu:

$$[H^+] = \sqrt{K_a.c_a} \text{ atau } pH = \frac{1}{2} (pK_a + pc_a)$$

Indikator yang harus dipakai mempunyai trayek pH dibawah 7.

3. Larutan basa lemah (dalam titrasi/garam basa lemah oleh basa kuat): maka pH larutan rendah yaitu

$$[OH^-] = \sqrt{K_b.c_b} \text{ atau } pH = \frac{1}{2} (pK_b + pc_b)$$

dan indikator yang harus dipakai mempunyai trayek pH diatas 7.

Dengan pengertian diatas jelas indikator yang dibutuhkan tidak terlalu sukar diingat dan sama sekali tidak perlu dihafalkan.

5. Menghitung Kurva Titrasi

Pada pembicaraan diatas kita anggap bahwa kurva titrasi diperoleh dari pengukuran pH larutan selama titrasi berjalan. Pada dasarnya kurva juga dapat kita peroleh dengan menghitung pH larutan secara teori. Untuk itu kita bedakan empat daerah titrasi yaitu :

1. Titik awal yaitu sebelum titrasi dimulai (0% titran) pH disini adalah pH titrat
2. Daerah sebelum titik ekuivalen, larutan berisi sisa titrat dan hasil reaksi antara titrat dan titran; pH adalah larutan campuran.
3. Titik ekuivalen (100% titran telah ditambahkan); larutan hanya berisi hasil reaksi dan pH-nya dapat dihitung seperti dibicarakan sebelumnya yaitu „pH LARUTAN PADA TITIK EKIVALEN“ diatas.
4. Daerah setelah titik ekuivalen: larutan berisi hasil titrasi dan kelebihan titran; pH adalah pH larutan campuran.

Titrasi asam kuat oleh basa kuat, misalnya HCl 0.1M dititrasi oleh NaOH 0.1M

1. Awal : pH larutan asam kuat

$$[H^+] = \text{konsentrasi asam} = 0.1; pH = 1$$

2. Sebelum titik ekuivalen, larutan berisi garam dan sisa asam kuat tersebut; Garam ini terjadi dari asam dan basa yang kuat, maka ia tidak mempengaruhi pH larutan; jadi larutan hanya ditentukan oleh sisa asam. Misalnya setelah ditambah 10% dari volume NaOH yang perlu untuk penetralan, maka HCl tinggal 90% sedang volume seluruhnya menjadi 110% sehingga HCl sekarang

$$0.1 \times \frac{90}{110} \quad ; \text{pH} = \log 110 - \log 9 = 1.09$$

Setelah ditambah 50% jumlah NaOH, pH = 1.48: setelah ditambah 99,9% jumlah NaOH, pH = 4.30. Cobalah periksa kebenaran angka-angka tersebut.

3. Titik ekuivalen; pH = 7
4. Lewat titik ekuivalen: larutan berisi adalah campuran NaCl dan sisa NaOH seperti pada 2, garam tidak mempengaruhi pH, sehingga pH ditentukan oleh jumlah sisa NaOH. Misalnya setelah ditambahkan 100.1% NaOH maka ada kelebihan 0.1% NaOH dan volume menjadi 200.1%.

$$[\text{OH}^-] = 0.1 \times \frac{0.1}{200.1} \quad ; \text{pH} = 9.70$$

Setelah penambahan NaOH 101%, pH = 10.70. Benarkah?

Bila dihitung, maka kurva boleh dikata linier kecuali didaerah sekitar 3% sebelum dan sesudah titik ekuivalen. Perhitungan didalam daerah ini perlu dibuat untuk penambahan NaOH yang lebih kecil; diluar daerah tersebut pH boleh dihitung untuk jarak penambahan NaOH yang cukup besar.

Untuk basa kuat dititrasi oleh asam kuat cara menghitung tidak banyak perbedaan dengan titrasi asam kuat oleh basa kuat. Kurva titrasi akan tampak simetris dengan kurva titrasi asam kuat – basa kuat dengan garis pH 7 sebagai sumber simetri.

Titrasi asam lemah oleh basa kuat, misalnya asam asetat 0.1M oleh NaOH 0.1M

1. Awal : pH larutan asam asetat 0.1M; $\text{pH} = \frac{1}{2} (\text{pK}_a + \text{p}c_a) = 3$
2. Sebelum titik ekuivalen, larutan merupakan campuran sisa asam asetat dan garam natrium asetat; jadi merupakan campuran buffer.

$$\text{pH} = \text{pK}_a + \text{p}c_a - \text{p}c_g$$

(c_a = konsentrasi asam; c_g = konsentrasi garam)

Disini kurva lengkung baik dibagian awal maupun menjelang titik ekuivalen; hampir linier disekitar titik tengah titrasi (50% NaOH). Setelah 5% NaOH ditambahkan, volume = 105%, sisa asam = 95% dan garam 5%. Untuk menghitung, volume disini tidak penting karena dalam rumus hanya terdapat perbandingan konsentrasi asam dan garam sehingga faktor volume saling menghapus.

$$\text{pH} = -\log 10^{-5} - \log 95 + \log 5 = 3.72$$

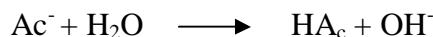
Setelah penambahan 50% NaOH, ca = cg, pH = 5

Setelah ditambah 99,9% NaOH, pH = 8

3. Titik ekuivalen; larutan garam natrium asetat 0,05M

$$\text{pOH} = \frac{1}{2} (14 - \text{pK}_a + \text{pcg}) = 5.15 ; \text{pH} = 8.85$$

4. Sesudah titik ekuivalen: larutan adalah campuran garam dan sisa asam Garam terhidrolisa



Karena NaOH basa kuat maka OH⁻ yang dihasilkan cukup banyak sehingga menbdesak kesetimbangan hidrolisa kekiri. Berarti bahwa konsentrasi OH⁻ hanya ditentukan oleh basa dan tidak tergantung dari adanya garam.

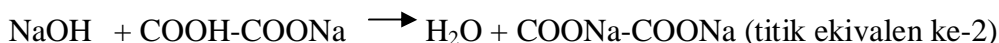
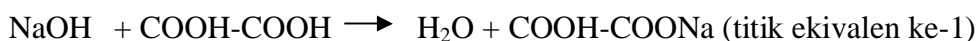
Misalna setelah 100.2% NaOH ; sisa basa 0.2%, volume menjadi 200.2% maka

$$[\text{OH}^-] = 10^{14}; \text{pOH} = 4 \text{ dan } \text{pH} = 10$$

Contoh-contoh diatas cukup jelas menunjukkan proses perhitungan untuk memperoleh kurva titrasi dan hitungan untuk contoh-contoh titrasi yang lain dapat dicoba sendiri.

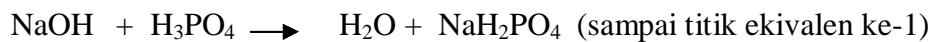
6. Titrasi Asam Polivalen

Gambar 8B menunjukkan kurva titrasia asam oksalat oleh NaOH. Terlihat dua buah titik ekuivalen yang pertama tampak kurang jelas, yang kedua sangat curam kurvanya. Dua titik ekuivalen ini sesuai dengan adanya dua buah ion H⁺ yang dilepaskan oleh asam oksalat. Sebuah ion H⁺ yang pertama, dan ion H⁺ yang kedua bereaksi sesuai dengan persamaan reaksi:



Bila asam sulfat dititrasi dengan NaOH dan dibuat kurva titrasinya maka tidak kita peroleh dua buah titik ekuivalen tetapi hanya satu serupa dengan kurva titrasi HCl oleh NaOH. Ini bukan karena H₂SO₄ hanya dinetralkan satu ion H⁺ nya melainkan karena asam ini kuat sehingga ion H⁺ yang kedua sudah dilepaskan sebelum yang pertama habis dititrasi. Jadi yang

menentukan bentuk kurva titras tidak semata-mata jumlah ion H^+ yang dapat dinetralkan tetapi juga kekuatan asam yang bersangkutan dan lebih perbedaan antar K_a berturut-turut dari asam yang bersangkutan. Bila $K_{a,1} : K_{a,2}$ mempunyai nilai 10^4 atau lebih, maka baru terdapat dua buah titik ekuivalen yang jelas terpisah satu dari yang lain dan disamping itu kecuraman kurva pada titik ekuivalen masing-masing juga jelas. Contoh yang baik adalah titrasi H_3PO_4 ; $K_{a,1} / K_{a,2} = 1.1 \times 10^5$ dan kurva menunjukkan dengan jelas kedua kecuraman sesuai dengan kedua titik ekuivalen yaitu sesuai dengan reaksi :



dan $NaOH + NaH_2PO_4 \longrightarrow H_2O + Na_2HPO_4$ (antara titik ekuivalen ke-1 dan ke-2)

Lihat Gambar 8C.

Karena dua titik ekuivalen yang jelas terpisah itu maka H_3PO_4 dapat dititrasi sebagai asam bervalensi satu yaitu dengan metil jingga sebagai indikator. Bila metil jingga berubah warna dan titrasi dihentikan maka berarti baru reaksi pertama yang terjadi. Dapat juga titrasi mempergunakan fenolftalein karena letak trayek fenolftalein yang di atas dan bertepatan dengan titik ekuivalen kedua, maka bila titrasi dihentikan setelah fenolftalein berubah warna reaksi pertama dan kedua telah terjadi, H_3PO_4 di titrasi seakan-akan asam bervalensi dua. Jelas bahwa dalam titrasi dengan fenolftalein volume $NaOH$ yang dibutuhkan adalah 2 kali volume untuk titik ekuivalen berdasar metil jingga

H_3PO_4 bervalensi tiga maka diharapkan bahwa setelah reaksi kedua masih terjadi reaksi ketiga yaitu :



dan diharapkan terlihat kecuraman ketiga sesuai dengan titik ekuivalen untuk reaksi terakhir ini. Dalam kenyataan kecuraman ketiga tersebut tidak timbul sebabnya adalah K_{a3} yang sudah terlalu kecil sehingga kesetimbangan reaksi ketiga tersebut sangat kurang mengarah kekanan ($K_{a3} = 4 \times 10^{-13}$). Jadi kurva titrasi H_3PO_4 hanya menampilkan dua kecuraman, juga hanya dapat dititrasi sebagai asam bervalensi satu atau dua.

Bila kesetimbangan dapat digeser kekanan maka titik ekuivalen ketiga mungkin dapat juga ditunjukkan. Untuk menggeser kesetimbangan kekanan pada H_3PO_4 yang di titrasi misalnya dapat ditambahkan $CaCl_2$ yang menyebabkan terjadi endapan Ca-fosfat yang terbentuk.

Kalau Na_2CO_3 di titrasi dengan HCl maka akan terjadi dua tahap reaksi juga dan kurva titrasinya menunjukkan dua bagian curam yang cukup jelas terpisah satu sama lain; reaksi yang terjadi adalah



Akhir tahap ke-1 dapat ditunjukkan dengan fenolftalein yaitu warna merah lenyap sedang akhir tahap ke-2 dapat ditunjukkan metil jingga.

7. Titrasi Campuran

a. Campuran berisi HCl dan asam asetat

Bila suatu campuran berisi HCl dan asam asetat maka kurva titrasi akan menunjukkan dua buah titik ekuivalen seakan-akan yang di titrasi adalah sebuah asam berbasas dua yang mempunyai perbedaan K_a berturut-turut yang besar. Secara kesetimbangan dapat dimengerti bahwa yang mula-mula bereaksi habis adalah HCl (asam kuat K_a besar) selama ada HCl asam asetat belum melepaskan ion H-nya karena kesetimbangan ditekan oleh HCl. Titik akhir untuk HCl dapat ditunjukkan dengan metil jingga atau metil merah. Sebenarnya indikator tersebut tidak dapat menunjukkan titik ekuivalen tetapi kita lihat dalam pembicaraan titrasi asam kuat bahwa kesalahannya kecil.

Kita ketahui pula bahwa titik ekuivalen titrasi asam asetat terdapat pada pH sekitar 8.8. Jadi bila campuran di titrasi dengan indikator fenolftalein maka yang ditentukan adalah jumlah kedua asam itu; jumlah asam asetat diperoleh sebagai selisih dengan hasil titrasi dengan metil jingga atau metil merah.

Dari pembicaraan ini dapat dimengerti bahwa campuran dua asam kuat atau dua buah asam yang tidak cukup besar berbeda K_a -nya tidak akan menunjukkan dua kecuraman yang jelas terpisah dalam kurva titrasinya dan tidak dapat atau sukar ditentukan susunannya.

b. Campuran NaOH dan Na_2CO_3 .

Campuran dua zat ini dapat ditentukan susunannya berdasarkan titrasi dengan HCl. Kalau suatu contoh dititrasi dengan indikator fenolftalein, maka Na_2CO_3 telah bereaksi menjadi NaHCO_3 bila terjadi perubahan warna (warna merah lenyap) disamping NaOH juga telah bereaksi sampai praktis habis (belum 100% tepat pada titik ekuivalen tetapi sudah sangat mendekatinya)

Jadi hasil titrasi ini menunjukkan jumlah kedua komponen campuran. Kalau setelah warna merah hilang, titrat tersebut ditambah metil jingga dan di titrasi lagi (titrasi dilanjutkan) maka tambahan titran yang terpakai sampai tercapai perubahan warna metil jingga adalah jumlah yang perlu untuk mengubah NaHCO_3 menjadi NaCl dan H_2CO_3 .

Jumlah ini sama dengan yang diperlukan Na_2CO_3 untuk berubah menjadi NaHCO_3 dalam titrasi sebelumnya; jadi jumlah NaOH didapat sebagai selisih kedua tahap titrasi itu.

Bila jumlah HCl tahap ke-1 kita sebut $A_{\text{fenolftalein}}$ dan tambahan pada tahap ke-2 kita sebut $A_{\text{metil jingga}}$, maka :

- Jumlah yang diperlukan oleh $\text{NaHCO}_3 = A_{\text{metil jingga}}$
- Jumlah untuk Na_2CO_3 menjadi $\text{NaHCO}_3 = A_{\text{metil jingga}}$
- Jumlah yang diperlukan oleh $\text{NaOH} = A_{\text{fenolftalein}} - A_{\text{metil jingga}}$

c. Campuran Na_2CO_3 dan NaHCO_3 .

Mudah dilihat bahwa dalam titrasi campuran ini $A_{\text{metil jingga}} > A_{\text{fenolftalein}}$ sebab pada tahap ke-1 hanya Na_2CO_3 yang bereaksi; pada tahap ke-2 terjadi reaksi dengan NaHCO_3 yang sebagian terjadi dalam tahap ke-1 dan sebagian merupakan bagian campuran asli. Maka :

- Jumlah untuk Na_2CO_3 menjadi $\text{NaHCO}_3 = A_{\text{fenolftalein}}$
- Jumlah untuk NaHCO_3 dari tahap ke-1 = $A_{\text{fenolftalein}}$
- Jumlah untuk NaHCO_3 asli = $A_{\text{metil jingga}} - A_{\text{fenolftalein}}$

Untuk membedakan antara macam-macam campuran dan atau macam-macam larutan tunggal dapat dengan mudah dipakai bagan berikut yang pembuktiannya diserahkan kepada pembaca sendiri :

No.	Larutan/Campuran	$A_{\text{fenolftalein}}$ ----- $A_{\text{metil jingga}}$
1	NaOH	A ; 0
2	Na_2CO_3	$A_{\text{fenolftalein}} = A_{\text{metil jingga}}$
3	NaHCO_3	0 ; A
4	$\text{NaH} - \text{Na}_2\text{CO}_3$	$A_{\text{fenolftalein}} > A_{\text{metil jingga}}$
5	$\text{Na}_2\text{CO}_3 - \text{NaHCO}_3$	$A_{\text{fenolftalein}} < A_{\text{metil jingga}}$

A = Suatu nilai

c. Rangkuman

Titration asidimetri alkalimetri menyangkut reaksi dengan asam/atau basa diantaranya: asam kuat – basa kuat, asam kuat – basa lemah, asam lemah – basa kuat, asam kuat – garam dari asam lemah dan basa kuat – garam dari basa lemah. Pemilihan indikator untuk titrasi tersebut tergantung pada titik ekuivalen reaksi asam-basa tersebut serta trayek pH indikator.

d. Tugas

Dengan melakukan percobaan di laboratorium, tentukanlah konsentrasi asam cuka dan air aki yang ada dipasaran

e. Tes Formatif 2

1. Sebanyak 50 ml HCl 0,100 M dititrasi dengan NaOH 0,100 M. Hitung pH pada awal titrasi dan setelah penambahan 10,0; 50,0 dan 60,0 mL titran.
2. Sebanyak 50,0 mL larutan 0,100 M asam lemah HB, $K_a = 1,0 \times 10^{-5}$, dititrasi dengan NaOH 0,100 M. Hitung pH pada awal titrasi dan setelah penambahan 10,0; 50,0 dan 60,0 mL titran.
3. Sebanyak 50,0 mL larutan 0,100 M H_2B dititrasi dengan 0,100 M NaOH. Tetapan penguraian $K_{a1} = 1,0 \times 10^{-3}$ dan $K_{a2} = 1,0 \times 10^{-7}$. Hitung pH pada awal titrasi dan setelah penambahan 10,0; 50,0, 60,0 dan 100 mL titran.
4. Sampel sebesar 0,6234 g yang mungkin mengandung NaOH, Na_2CO_3 , $NaHCO_3$, atau sebuah campuran NaOH dengan Na_2CO_3 atau Na_2CO_3 dengan $NaHCO_3$ dititrasi dengan 0,1062 M HCl dengan metode dua indikator. Diketahui bahwa 40,38 mL asam diperlukan untuk mencapai titik akhir fenolftalein. Metil jingga kemudian ditambahkan ke dalam larutan, dan titrasi dilanjutkan ternyata memerlukan tambahan 12,83 mL asam untuk mencapai titik akhir titrasi.
 - a. Identifikasi campuran tersebut
 - b. Hitung persentase masing-masing dalam campuran tersebut.

f. Kunci Jawaban Tes Formatif 2

1. pH awal = 1,00
pH setelah penambahan 10 mL = 1,18; pH setelah penambahan 50 mL = 7,00
pH setelah penambahan 60 mL = 11,96
2. pH awal = 3,00
pH setelah penambahan 10 mL = 4,40; pH setelah penambahan 50 mL = 8,85
pH setelah penambahan 60 mL = 11,96
3. pH awal = 2,00
pH setelah penambahan 10 mL = 2,40; pH setelah penambahan 50 mL = 5,00;
pH setelah penambahan 60 mL = 6,40; pH setelah penambahan 100 mL = 9,76
4. Sampel mengandung campuran NaOH dengan Na_2CO_3
NaOH = 18,77 %; Na_2CO_3 = 23,17%

III. EVALUASI

- (a). 20,0 mL larutan 0,240 M diencerkan menjadi 600 mL dengan air. Berapakan molaritas larutan akhir? (b). Berapakah harus ditambahkan volume air kepada 250 mL larutan 0,400 M agar molaritasnya menjadi 0,100 ?
- Suatu larutan asam klorida distandarisasi dengan menggunakan Na_2CO_3 murni sebagai standar primer. Reaksi ionnya adalah
$$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2(\text{g})$$
Suatu sampel Na_2CO_3 seberat 0,2520 g memerlukan 38,64 mL HCl untuk titrasi. Hitunglah molaritas dan normalitas larutan HCl.
- HCl 0,1100 M sebanyak 40 mL diencerkan menjadi 100 mL dengan air dan dititrasi dengan NaOH 0,1000 M. Hitung pH setelah penambahan titran sebagai berikut: (a). 0,00 mL; (b). 10 mL; (c). 22,00 mL; (d). 40 mL; (e). 43,95 mL; (f). 44,00 mL; (g). 44,05 mL; (h). 50 mL. (I). Pilih indikator yang tepat untuk titrasi ini.
- Suatu sampel basa lemah hidroksil amina dititrasi dengan HCl 0,0900 M. Titran sebanyak 30,0 mL diperlukan untuk mencapai titik ekuivalen. Setelah penambahan 10,0 mL dicapai pH 6,26. Hitunglah pKb hidroksil amina tersebut.
- 0,7468 g sampel yang merupakan campuran karbonat dititrasi dengan 30,24 mL HCl 0,1080 M untuk mencapai titik akhir fenolftalein, dan suatu penambahan 12,76 mL untuk mencapai titik akhir metil jingga. Identifikasi campuran tersebut dan hitung persentase masing-masing komponennya.
- Asam posfat adalah asam triprotik dengan nilai pKa sebesar 2,12; 7,21 dan 12,32. 50 mL asam posfat 0,10 M dititrasi dengan NaOH 0,1 M. Tentukanlah pH pada titik ekuivalen pertama dan titik ekuivalen ke dua. Tentukan pula indikator yang dapat digunakan untuk menunjukkan titik ekuivalen tersebut.

Kunci Jawaban Evaluasi

- (a). 0,008 (b). 750
- 0,1231
- (a). 1,36; (b). 1,51; (c). 1,74; (d). 2,54; (e) 4,46; (f) 7,00; (g). 9,54; (h). 11,60; (i). Brom kresol lembayung, brom timol biru atau netral merah.
- 8,04
- 19,56% Na_2CO_3 dan 10,11% NaOH
- pH pada titik ekivelen pertama adalah 4,62 ; indikator yang dapat digunakan metil merah
pH pada titik ekivelen kedua adalah 9,72 ; indikator yang dapat digunakan fenolftalein

IV. PENUTUP

Demikianlah modul ini dibuat untuk membantu siswa menyelesaikan salah satu sub kompetensi dari kompetensi menganalisa bahan secara kuantitatif berdasarkan metode titrasi asidi alkali metri. Siswa dapat melanjutkan ke modul berikutnya setelah mengikuti proses belajar mengajar minimal aspek kognitif 80% dan aspek psikomotor dan sikap 90%.

DAFTAR PUSTAKA

Crsitian, G.D. (1994), **Analytical Chemistry**, 5th edition, New York: John Wiley & Sons.

Haris, D.C., (1991), **Quantitatif Chemical Analysis**, 3rd editin, New York: W.H. Freeman and Compeny

Jeffry, G.H., Baset, J, Mendham, J., Denney, R.C., (1989), **Vogel's Textbook of Quantitatif Chemical Analysis**, 5th edition, New York: Longman Scientific Technical.

Day, R.A., G.D. and Underwood, A.L., (1998); **Quantitatif Analysis**, 6th edition, New Delhi: Prentice-Hall, Inc.