



LAPORAN RESMI

PRAKTIKUM DASAR TEKNIK KIMIA I

Materi :

ACIDI ALKALI-POTENSIOMETRI

Oleh:

RHEZA DIPO LISTYONO

NIM : 21030110120010

NADHILA SYLVIANTI

NIM : 21030110120027

TIANA NOVIA

NIM : 21030110110049

Praktikum Dasar Teknik Kimia I

Teknik Kimia Fakultas Teknik

Universitas Diponegoro

Semarang

2010

HALAMAN PENGESAHAN

1. Judul Praktikum : Acidi Alkalimetri

2. Anggota
 1. Nama Lengkap : Rheza Dipo Listyono
NIM : 21030110110015
Jurusan : Teknik Kimia
Universitas/Institut/Politeknik : Universitas Diponegoro

 2. Nama Lengkap : Nadhila Sylvianti
NIM : 21030110110053
Jurusan : Teknik Kimia
Universitas/Institut/Politeknik : Universitas Diponegoro

 3. Nama Lengkap : Tiana Novia
NIM : 21030110120008
Jurusan : Teknik Kimia
Universitas/Institut/Politeknik : Universitas Diponegoro

Semarang, 22 Desember 2010

Asisten Laboratorium PDK I

Inshani Utami

L2C008059

RINGKASAN

Acidi alkalimetri adalah salah satu penentuan kadar zat secara volumetri berdasarkan reaksi netralisasi antara zat titran dengan zat yang dititrasi. Acidi alkalimetri bertujuan untuk menganalisa kadar Na_2CO_3 dan NaHCO_3 dalam sampel serta menganalisa kadar asam asetat. Air, tanah, limbah, maupun zat makanan seperti buah dan sayur dapat mengandung zat asam maupun basa. Pengukuran kadar asam maupun basa dapat dilakukan beberapa cara baik secara manual menggunakan cara titrasi volumetri (acidi alkalimetri) maupun cara pembacaan langsung menggunakan alat potensiometri terutama pH meter. Alat ini digunakan berdasarkan prinsip perubahan pH / potensial elektroda yang cukup besar antara suatu elektroda indikator dengan suatu elektroda indikator dengan suatu elektroda pembanding dalam suatu titrasi.

Kata kunci : elektroda, indikator

KATA PENGANTAR

Puji syukur kami panjatkan kepada Tuhan Yang Maha Esa berkat rahmat dan hidayahnya sehingga kami dapat menyelesaikan laporan resmi Praktikum Dasar Teknik Kimia 1 dengan lancar dan sesuai dengan harapan kami.

Ucapan terima kasih juga kami ucapkan kepada koordinator asisten laboratorium PDK 1 paramitha SBU, asisten Inshani Utami sebagai asisten laporan praktikum acidi alkali-potensiometri kami, dan semua asisten yang telah membimbing sehingga tugas laporan resmi ini dapat terselesaikan. Kepada teman-teman yang telah membantu baik dalam segi waktu maupun motivasi apapun kami mengucapkan terima kasih.

Laporan resmi praktikum dasar teknik kimia 1 ini berisi materi tentang acidi alkalimetri. acidi alkali-potensiometri merupakan salah satu bentuk titrasi berdasarkan reaksi antara zat titran dan zatbyang akan dititrasi. Tujuan dari percobaan menganalisa kadar/konsentrasi suatu sampel (%berat, %volum, % R/N, %M, %N) dan menganalisa kadar aciditas, alkalinity dari suatu sampel.

Laporan resmi ini merupakan laporan resmi terbaik terbaik yang saat ini bisa kami ajukan, namun kami menyadari pasti ada kekurangan yang perlu kami perbaiki. Maka dari itu kritik dan saran yang sifatnya membangun sangat kami harapkan.

Semarang, 20 Desember 2010

Penyusun

INTISARI

Acidi alkalimetri adalah salah satu penentuan kadar zat secara volumetri berdasarkan reaksi netralisasi antara zat titran dengan zat yang dititrasi. Hal ini berdasarkan reaksi $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$. Acidi alkalimetri bertujuan untuk menganalisa kadar Na_2CO_3 dan $NaHCO_3$ dalam sampel serta menganalisa kadar asam asetat.

Acidimetri adalah penentuan kadar basa dalam larutan dengan larutan asam yang telah diketahui konsentrasinya. Alkalimetri adalah penentuan kadar asam dalam larutan dengan larutan basa yang telah diketahui konsentrasinya.

Cara kerjanya adalah pertama standarisasi HCl dengan boraks, masukkan dalam erlenmeyer. Tambah 3-4 tetes indikator MO, titrasi dengan HCl sampai warna merah orange catat volume HCl. Kedua, standarisasi NaOH dengan HCl, masukkan ke erlenmeyer. Tambahkan indikator MO, titrasi dengan HCl sampai merah orange. Catat volum HCl yang diperlukan. Ketiga, mencari kadar Na_2CO_3 . Ambil 10 ml sampel, tambahkan indikator PP, titrasi dengan HCl sampai warna merah orange. Catat volum HCl. Keempat mencari kadar asam asetat, 10 ml bahan encerkan sampai 100 ml. Titrasi dengan NaOH sampai warna merah hampir hilang.

Berdasarkan data hasil percobaan kadar Na_2CO_3 yang ditemukan 15.089,1 ppm sedangkan kadar $NaHCO_3$ yang ditemukan 12.081,72 ppm dengan kadar Na_2CO_3 dan $NaHCO_3$ asli sebesar 15.000 ppm dan 6.500 ppm dengan presentase error masing-masing 0,5% untuk kadar Na_2CO_3 dan 84,9% untuk kadar $NaHCO_3$. Kadar Na_2CO_3 yang ditemukan lebih besar dari kadar asli karena penentuan TAT yang terlalu lama. Hal ini dikarenakan Na_2CO_3 merupakan garam dari asam lemah sehingga perubahan warna yang kurang tajam. Dimana seharusnya titrasi dihentikan pada volum titran 19,38 ml namun baru kami hentikan pada volume 19,5 ml. Kadar Na_2CO_3 lebih besar dari kadar asli karena pada saat penambahan MO, ion CO_3^{2-} sedang proses penggabungan dengan 2 ion H_3O^+ hingga terjadi perubahan warna lebih cepat dimana titrasi seharusnya dihentikan pada volum titran 29,98 ml namun baru kami hentikan pada volum 39,1ml.

Dapat disimpulkan bahwa kadar Na_2CO_3 dan $NaHCO_3$ yang kami temukan lebih besar dari kadar asli. Agar kadar yang ditemukan tepat dalam melakukan titrasi sebaiknya dilakukan dengan teliti agar TAT akurat, penambahan titran dilakukan tetes demi tetes dan berhati-hati agar volum titran tidak berlebih.

BAB I

PENDAHULUAN

I.1. Latar Belakang Masalah

Asam basa merupakan parameter lingkungan yang sangat vital dalam kehidupan sehari-hari kita. Air, tanah, limbah, maupun zat makanan seperti buah dan sayur dapat mengandung zat asam maupun basa. Zat-zat tersebut dapat dinyatakan dalam derajat keasaman (pH) atau derajat kebasaannya (pOH). Analisis mengenai kandungan atau yang lazim disebut konsentrasi asam maupun basa dalam kimia analisa dapat dilakukan dengan titrasi secara *cross check*. Zat asam dapat diketahui kadarnya dengan menggunakan zat basa sebagai titrannya maupun sebaliknya zat basa dapat dinilai menggunakan zat asam sebagai titran. Hal ini dapat dipelajari dalam materi acidi-alkalimetri atau kesetimbangan asam basa.

I.2. Rumusan Masalah

Pada percobaan acidi-alkalimetri ini dirumuskan penentuan kadar suatu zat setara volumetric berdasarkan reaksi netralisasi.

I.3. Tujuan Percobaan

1. Menganalisa kadar/konsentrasi suatu sampel (% berat, % volume, % R/V, % M, % N)
2. Menganalisa kadar aciditas, alkalinity dari suatu sampel

I.4. Manfaat Percobaan

Percobaan analisa kuantitatif secara volumetri berdasarkan reaksi netralisasi ini bermanfaat untuk mengetahui adanya kadar/konsentrasi (% berat, % volume, % R/V, % M, % N)

BAB II TINJAUAN PUSTAKA

Pengertian

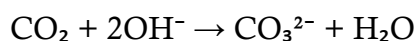
Titration adalah penentuan kadar suatu zat secara volumetric menggunakan larutan lain yang telah diketahui kadarnya.

Reaksi yang terjadi antara asam dan basa



Acidimetry merupakan salah satu bentuk titration berdasarkan reaksi netralisasi antara zat titran dan zat yang akan dititration.

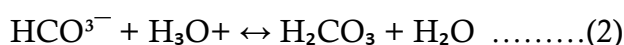
Acidimetry : penentuan kadar basa dalam suatu larutan dengan menggunakan larutan asam yang telah diketahui konsentrasinya sebagai titran. Natrium hidroksida lazim tercemar dengan natrium karbonat. Hal ini disebabkan NaOH dapat menyerap CO₂ yang terdapat dalam udara dan bereaksi sebagai berikut :



Seringkali natrium karbonat dan natrium bikarbonat terdapat bersamaan. Dimungkinkan untuk menganalisis campuran senyawa ini dengan titration dengan asam standart.

Titration Karbonat

Ion karbonat dititration dengan asam kuat sebagai titran, reaksi yang terjadi



$$K_{a1} = 4,6 \cdot 10^{-7} \quad \rightarrow \text{p}K_a = 6,34$$

$$K_{a2} = 4,4 \cdot 10^{-11} \quad \rightarrow \text{p}K_a = 10,36$$

PP digunakan sebagai indikator untuk reaksi pertama (TAT pertama) dan MO digunakan sebagai indikator pada reaksi yang kedua (TAT kedua).

Hubungan Volume dalam Titration Karbonat

Dalam suatu larutan zat NaOH, Na₂CO₃, maupun NaHCO₃ keberadaannya dapat sebagai zat tunggal. Namun sering kali terdapat bersama-sama misalnya, NaOH

tercampur dengan Na₂CO₃ atau NaHCO₃ dan Na₂CO₃ terdapat bersama-sama. Hal ini dapat teridentifikasi setelah senyawa tersebut dititrasi dengan HCl.

Tabel 1. Identifikasi Campuran Bikarbonat

Zat	Hubungan u/ identifikasi kualitatif	Milimol zat yg ada
NaOH	$y = 0$	$M \cdot x$
Na ₂ CO ₃	$x = y$	$M \cdot x$
NaHCO ₃	$x = 0$	$M \cdot y$
NaOH + Na ₂ CO ₃	$x > y$	$M \cdot (x-y)$
NaHCO ₃ + Na ₂ CO ₃	$x < y$	$M \cdot (y-x)$

Keterangan :

M = molaritas

x = volume yang dibutuhkan untuk mencapai TAT I menggunakan indikator PP

y = volume yang dibutuhkan untuk mencapai TAT II menggunakan indikator MO

Diagram titrasi Na₂CO₃ dan NaHCO₃

Na₂CO₃ PP ditambahkan x ml

x ml ↓ HCl

NaHCO₃ PP berubah warna, MO ditambahkan

x ml ↓ HCl

y ml NaCl NaHCO₃

y-x ml ↓ HCl

NaCl MO berubah warna

Keterangan

↓ : dititrasi

: jumlah volume titran

Alkalimetri : penentuan kadar asam dalam suatu larutan dengan menggunakan larutan basa yang telah diketahui konsentrasinya sebagai titran.

Asam asetat, **asam etanoat** atau **asam cuka** adalah senyawa kimia asam organik yang dikenal sebagai pemberi rasa asam dan aroma dalam makanan. Atom hidrogen (H) pada gugus karboksil (-COOH) dalam asam karboksilat seperti dalam asam asetat dapat dilepaskan sebagai ion H⁺ (proton), sehingga memberikan sifat asam. Asam asetat adalah asam lemah monoprotik dengan nilai pK_a=4.8. Basa konjugasinya adalah asetat

(CH_3COO^-). Sebuah larutan 1.0 M asam asetat (kira-kira sama dengan konsentrasi pada cuka rumah) memiliki pH sekitar 2.4. (wapedia)

Vitamin C merupakan nama lain dari *ascorbic acid* yang tidak lain adalah sejenis asam. Vitamin C larut dalam air dan dapat ditemukan buah jeruk, tomat, dan sayuran hijau dengan konsentrasi tinggi. Vitamin C merupakan vitamin yang tidak stabil karena mudah teroksidasi dan dapat hilang selama proses memasak. Peran utama vitamin C dalam tubuh adalah sebagai penghasil kolagen, sejenis protein penting dalam jaringan alat gerak. Vitamin C juga berperan penting dalam sintesa hemoglobin dan metabolisme asam amino. Selain itu, vitamin C juga mampu menangkalkan nitrit penyebab kanker. Hipoaskorbemia (defisiensi asam askorbat) bisa berakibat seraiwan, baik di mulut maupun perut, kulit kasar, gusi tidak sehat sehingga gigi mudah goyah dan lepas, perdarahan di bawah kulit (sekitar mata dan gusi), cepat lelah, otot lemah dan depresi.

Jeruk nipis (*Citrus aurantifolia* Swingle) merupakan buah yang mengandung banyak air dan vitamin C yang cukup tinggi. Daun, buah, dan bunganya mengandung minyak terbang. Jeruk nipis mengandung asam sitrat, asam amino (triptofan, lisin), minyak atsiri (sitril, limonen, felandren, lemon kamfer, kadinen, gerani-lasetat, linalil-lasetat, aktilaldehid, nnildehid) damar, glikosida, asam sitrun, lemak, kalsium, fosfor, besi, belerang, vitamin B1 dan C.

Dari kandungan berbagai minyak dan zat di dalamnya, jeruk nipis dimanfaatkan untuk mengatasi disentri, sembelit, ambeien, haid tak teratur, difteri, jerawat, kepala pusing atau vertigo, suara serak, batuk, bau badan, menambah nafsu makan, mencegah rambut rontok, ketombe, flu, demam, terlalu gemuk, amandel, penyakit anyang-anyangan (kencing terasa sakit), mimisan, dan radang hidung.

Dari beberapa penelitian terakhir menunjukkan, jeruk nipis juga mempunyai manfaat mencegah kekambuhan batu ginjal, khususnya batu ginjal kalsium idiopatik. Menurut laporan tersebut, mengonsumsi jeruk nipis bisa mencegah timbulnya batu ginjal.

Pada suatu penelitian diketahui bahwa jeruk nipis mengandung sitrat yang tinggi. Dinyatakan bahwa kandungan sitrat jeruk nipis lokal (*Citrus aurantifolia* Swingle yang bulat) 10 kali lebih besar dibanding kandungan sitrat pada jeruk keprok, atau enam kali jeruk manis. Kandungan sitratnya mencapai 55,6 gram per kilogram.

Indikator

Indikator merupakan suatu zat yang digunakan untuk menentukan kapan titik akhir titrasi (TAT) tercapai dengan indikasi perubahan warna. Pada saat TAT tercapai maka jumlah mol equivalen zat dititrasi sama dengan jumlah mol equivalen zat titran.

Indikator yang akan digunakan dalam titrasi acidi alkaimetri adalah :

a. PP (phenolphthalein)

Asam dipotrik tidak berwarna, dengan trayek pH 8-9.6

b. MO (Methyl Orange)

Suatu basa berwarna kuning dalam bentuk molekulnya, dengan trayek pH 3,1-4,4

Kurva Titrasi

Titrasi asam basa dapat dinyatakan dalam bentuk kurva titrasi antara pH (pOH) versus mililiter titran. Kurva semacam ini membantu mempertimbangkan kelayakan suatu titrasi dalam memilih indikator yang tepat. Akan diperiksa dua kasus, titrasi asam kuat dengan basa kuat dan titrasi asam lemah dengan basa kuat.

a. Titrasi Asam Kuat dan Basa kuat

Asam kuat dan basa kuat terhidrolisa dengan lengkap dalam larutan air.

Jadi pH sama di berbagai titik selama titrasi. Dapat dihitung langsung dari kuantitas stokiometri asam dan basa yang telah dibiarkan bereaksi. Pada titik kesetaraan, pH ditetapkan oleh jadinya air terdisosiasi pada 25°C, pH air murni adalah 7.00

b. Titrasi Asam Lemah dan Basa kuat

Pada kurva titrasi ini, kurva untuk suatu asam lemah mulai meningkat dengan cepat, ketika mula-mula ditambahkan basa. Laju pertambahan mengecil dengan bertambahnya konsentrasi B-. Larutan ini disebut terbuffer dalam daerah dimana peningkatan pH tersebut lambat.

Perhatikan bahwa bila asam itu dinetralkan $[HB^-] \approx [B^-]$

$$pH = pKa - \log \frac{[HB^-]}{[B^-]} \approx pKa$$

Setelah titik separuh jalan, pH naik lagi dengan lambat sampai terjadi

perubahan besar pada titik kesetaraan

Fisis dan Chemist Reagen

1. Hidrogen asetat (HAc) atau Asam cuka(CH₃COOH)

❖ Fisis

BM : 60.05 g/mol

Densitas dan fase : 1.049 g cm⁻³, cairan : 1.266 g cm⁻³, padatan

TL = 16.5 °C

TD = 118.1 °C

Penampilan = cairan tak berwarna atau Kristal

Keasaman pKa = 4.76 pada 25°C

❖ Chemist

Asam asetat bersifat korosif terhadap banyak logam seperti besi, magnesium, dan seng, membentuk gas hidrogen dan garam-garam asetat (disebut *logam asetat*). Aluminium merupakan logam yang tahan terhadap korosi karena dapat membentuk lapisan aluminium oksida yang melindungi permukaannya. Karena itu, biasanya asam asetat diangkut dengan tangkitangki aluminium.

2. HCl

❖ Fisis :

BM = 36,47 gr/mol

BJ = 1,268 gr/cc

TD = 850C

TL = -1100C

Kelarutan dalam 100 bagian air 00C = 82,3

Kelarutan dalam 100 bagian air 1000C = 56,3

❖ Chemist :

- ✓ Bereaksi dengan Hg²⁺ membentuk endapan putih Hg₂Cl₂ yang tidak
- ✓ larut dalam air panas dan asam encer tapi larut dalam amoniak encer,
- ✓ larutan KCN serta thioisulfat.
- ✓ $2 \text{HCl} + \text{Hg}^{2+} \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{Hg}_2\text{Cl}_2$
- ✓ $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2 \text{NH}_3 \rightarrow \text{Hg}(\text{NH}_4)\text{Cl} + \text{Hg} + \text{NH}_4\text{Cl}$
- ✓ Bereaksi dengan Pb²⁺ membentuk endapan putih PbCl₂, $2 \text{HCl} + \text{Pb}^{2+} \rightarrow \text{PbCl}_2 \downarrow + 2 \text{H}^+$

- ✓ Mudah menguap apalagi bila dipanaskan
- ✓ Konsentrasi tidak mudah berubah karena udara/cahaya
- ✓ Merupakan asam kuat karena derajat disosiasinya tinggi

3. NaOH

❖ Fisis :

BM = 40 gr/mol

BJ= 2,13 gr/cc

TD= 13900C

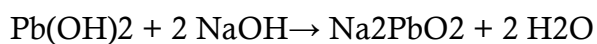
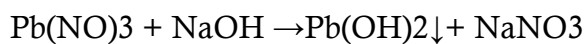
TL= 318,40C

Kelarutan dalam 100 bagian air 00C = 82,3

Kelarutan dalam 100 bagian air 1000C = 56,3

❖ Chemist :

- ✓ Dengan Pb(NO₃) membentuk endapan Pb(OH)₂ yang larut dalam reagen excess



- ✓ Dengan Hg₂(NO₃)₂ membentuk endapan hitam Hg₂O yang larut dalam reagen excess
- ✓ Merupakan basa yang cukup kuat
- ✓ Mudah larut dalam air dan higroskopis
- ✓ Mudah menyerap CO₂ sehingga membentuk karbonat

4. Na₂B₄O₇ · 10H₂O (Boraks)

❖ Fisis :

BM= 381,43 gr/mol

BJ= 1,73 gr/ml

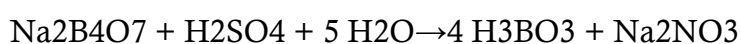
TD= 2000C

TL= 750C

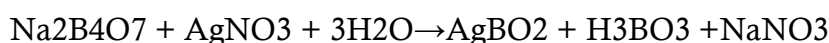
Kelarutan dalam 100 bagian air dingin (0,50C) = 1,3

❖ Chemist :

- ✓ Jika ditambah H₂SO₄ menjadi asam boraks



- ✓ Jika ditambah AgNO₃ menjadi endapan putih perak mutu boraks



✓ Jika ditambahkan BaCl₂ menjadi endapan putih Ba mutu boraks

5. H₂SO₄

❖ Fisis :

BM= 98,08 gr/mol

BJ= 1,83 gr/cc

TD= 3400C

TL= 10,440C

Kelarutan dalam 100 bagian air dingin = 80

Air Panas = 59

❖ Chemist :

Merupakan asam kuat

Jika ditambah basa membentuk garam dan air

Dengan Pb²⁺ membentuk PbSO₄

Pb²⁺ + SO₄²⁻ → PbSO₄

Dengan Ba²⁺ membentuk BaSO₄ Ba²⁺ + SO₄²⁻ → BaSO₄ ↓

6. Phenolphthalein (C₂₀H₁₆O₄)

❖ Fisis :

BM= 318,31 gr/mol

BJ= 1,299 gr/cc

TD= 2610C

pH 8,0 – 9,6

Kelarutan dalam 100 bagian air = 8,22

❖ Chemist :

✓ Merupakan asam diprotik dan tidak berwarna

✓ Mula-mula berdisosiasi menjadi bentuk tidak berwarna kemudian kehilangan H⁺ menjadi ion dengan sistem terkonjugasi maka dihasilkan warna merah

BAB III

METODOLOGI PERCOBAAN

III.1 Bahan dan Alat yang digunakan

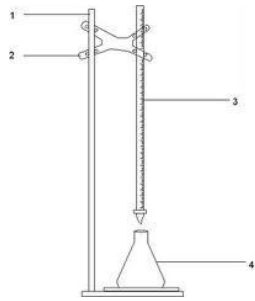
Bahan

- | | |
|----------------------------|--------------------------------|
| 1. Boraks | 4. Larutan Jeruk / Juice Jeruk |
| 2. NaOH | 5. HCl |
| 3. Asam Asetat / Asam Cuka | 6. Phenolptalein |

Alat

1. Buret, Statif, Klem
2. Erlenmeyer
3. Corong
4. Pipet volum
5. Pipet Ukur
6. Pengaduk
7. Beaker Glass
8. Pipet Tetes
9. Labu Takar
10. Gelas Ukur

III.2. Gambar Alat & Keterangan



1. Buret 2. Klem, 3. Buret, 4. Erlenmeyer



Corong



Pipet Volum



Pengaduk



Pipet Ukur



Beaker Glass



Gelas Ukur



Pipet Tetes



Labu Takar

Keterangan Alat :

1. Buret : Untuk tempat titrasi
2. Klem : Penjepit buret
3. Satif : Tempat klem dan buret
4. Erlenmeyer : Tempat melakukan titrasi
5. Pipet volume : Untuk mengambil larutan
6. Pengaduk : Untuk mengaduk
7. Beaker glass : Tempat larutan
8. Pipet tetes : Untuk meneteskan larutan
9. Labu takar : Tempat pengenceran larutan
10. Gelas ukur : Untuk mengukur larutan

III.3. Cara Kerja

A. Standarisasi HCl dengan Boraks 0,1 N

1. Ambil 10 ml boraks 0,1 N, masukan ke dalam Erlenmeyer
2. Tambahkan beberapa tetes indikator MO
3. Titrasi dengan HCL 0,1 N sampai warna berubah menjadi merah orange.
4. Catat kebutuhan titran

$$N_{HCl} = \frac{(V \cdot N)_{\text{Boraks}}}{V_{HCl}}$$

B. Standarisasi NaOH dengan HCl yang telah distandarisasi

1. Ambil 10 ml NaOH, masukkan ke dalam Erlenmeyer
2. Tambahkan beberapa tetes indikator MO
3. Titrasi dengan HCL sampai warna menjadi merah orange
4. Catat volume HCl

$$N_{NaOH} = \frac{(V \cdot N)_{HCl}}{V_{NaOH}}$$

A. Mencari kadar Na₂CO₃ dan atau NaHCO₃

1. Ambil sampel 10 ml larutan sampel, masukkan ke dalam Erlenmeyer.
2. Tambahkan beberapa tetes indikator PP
3. Titrasi dengan HCl sampai warna merah hampir hilang.
4. Catat kebutuhan HCl pada TAT I = x ml
5. Tambahkan beberapa tetes indikator MO
6. Titrasi dengan HCl sampai warna menjadi merah orange.

7. Catat kebutuhan HCl untuk $\text{Na}_2\text{CO}_3 = y$ ml

$$\text{Kadar } \text{Na}_2\text{CO}_3 = \frac{2x \cdot N \text{ HCl} \cdot \text{BM}_{\text{Na}_2\text{CO}_3} \cdot 1000}{2 \cdot 10} \text{ ppm}$$

$$\text{Kadar } \text{NaHCO}_3 = \frac{(y - x) \cdot N \text{ HCl} \cdot \text{BM}_{\text{NaHCO}_3} \cdot 1000}{10} \text{ ppm}$$

D. Mencari kadar asam asetat dan jeruk

1. Ambil 10 ml bahan, encerkan sampai 100 ml aquadest
2. Ambil 10 ml larutan sampel tersebut, masukkan ke dalam erlenmeyer.
3. Tambahkan indikator PP beberapa tetes (+ 3 tetes)
4. Titrasi dengan NaOH sampai warna merah hampir hilang.
5. Catat kebutuhan NaOH
6. Menghitung normalitas asam sampel

$$N \text{ Asam} = \frac{(V \cdot N) \text{ NaOH}}{V \text{ sampel asam}} \cdot f \text{ pengenceran}$$

BAB IV

HASIL PERCOBAAN DAN PEMBAHASAN

IV. 1 Hasil Percobaan

- Standarisasi HCl dengan boraks 0,1 N

Volume HCl : 16,5 ml

N HCl : 0,073 N

- Standarisasi NaOH dengan HCl yang distandarisasi

Volume NaOH : 12,8 ml

N NaOH : 0,078 N

- Penentuan kadar zat yang ditemukan

Sampel 1

Zat	Kadar yang ditemukan	Kadar asli	% Error
Na ₂ CO ₃	9222 ppm	12500 ppm	26 %
NaHCO ₃	856,8 ppm	5500 ppm	84 %

Tabel 4.1

Sampel 2

Zat	Kadar yang ditemukan	Kadar asli	% Error
Na ₂ CO ₃	9540 ppm	15000 ppm	36 %
NaHCO ₃	756 ppm	6500 ppm	88 %

Tabel 4.2

Sampel 3

Zat	Kadar yang ditemukan	Kadar asli	% Error
Na ₂ CO ₃	12274,8 ppm	17500 ppm	29,9 %
NaHCO ₃	403,2 ppm	7500 ppm	94 %

Tabel 4.3

Sampel Asam Jeruk

Zat	Kadar yang ditemukan	Kadar asli	% Error
Asam jeruk	5,07 N	1,2 x 10 ⁻⁴ N	99%

Tabel 4.4

IV. 2 Pembahasan

1. Kadar Na₂CO₃

Titik ekuivalen pada sampel I terjadi pada penambahan 19,654 ml, sedangkan titik akhir titrasi terjadi pada penambahan 14,5 ml, selisih 5,154 ml. Titik ekuivalen pada sampel II terjadi pada penambahan 23,585 ml, sedangkan titik akhir titrasi terjadi pada penambahan 15 ml, selisih 8,585 ml. Titik ekuivalen pada sampel III terjadi pada penambahan 27,56 ml, sedangkan titik akhir titrasi terjadi pada penambahan 19,3ml, selisih 8,26 ml. Dan dapat dilihat pada penambahan grafik.

Hal ini disebabkan karena Na₂CO₃ berasal dari natrium hidroksida yang bereaksi dengan CO₂ di udara. Natrium hidroksida selalu tercemar oleh pengotoran dalam jumlah kecil, yang paling serius diantaranya adalah natrium karbonat.

Ion karbonat adalah suatu basa, tetapi bereaksi dengan ion hidrogen dalam dua tahap :



Hal ini terjadi karena Na_2CO_3 dititrasi dengan HCl , maka titik akhir titrasi dengan menggunakan indikator phenolptalein akan lebih kecil dibandingkan dengan menggunakan indikator metil jingga, karena untuk yang pertama Na_2CO_3 hanya mengambil ion H^+ untuk setiap molekul karbonat, sedang untuk titrasi kedua diperlukan 2 ion H^+ . Selisi antara kedua titik akhir akan semakin kecil jika kandungan Na_2CO_3 semakin kecil pula. Akibat lainnya apabila larutan baku basa telah bereaksi dengan CO_2 dan udara maka kenormalannya lebih rendah bila distandarisasi dengan menggunakan indikator phenolptalein.

(underwood 154,169)

2. Kadar NaHCO_3

Kadar NaHCO_3 yang ditemukan lebih kecil dari kadar NaHCO_3 yang asli karena titik akhir titrasi memiliki perbedaan dengan titik ekivalennya. Titik ekivalen terjadi pada penambahan :

Kadar NaHCO_3 asli pada sampel I = $(y-x) \cdot N \cdot \text{HCl} \cdot \text{BM} \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 100 \text{ ppm}$

$$5500 = (y-14,5) \cdot 0,06 \cdot 84 \cdot 100 \text{ ppm}$$

$$504y = 12808$$

$$Y = 25,4 \text{ ml}$$

Kadar NaHCO_3 asli pada sampel II = $(y-x) \cdot N \cdot \text{HCl} \cdot \text{BM} \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 100 \text{ ppm}$

$$6500 = (y-15) \cdot 0,06 \cdot 84 \cdot 100 \text{ ppm}$$

$$540y = 14060$$

$$Y = 27,897 \text{ ml}$$

Kadar NaHCO_3 asli pada sampel III = $(y-x) \cdot N \cdot \text{HCl} \cdot \text{BM} \cdot \text{NaHCO}_3 \cdot 100 \text{ ppm}$

$$7500 = (y-19,3) \cdot 0,06 \cdot 84 \cdot 100 \text{ ppm}$$

$$504y = 17227,2$$

$$Y = 34,181 \text{ ml}$$

Titik ekivalen pada sampel I terjadi pada penambahan 25,4 ml, sedangkan titik akhir titrasi terjadi pada penambahan 16,2 ml, selisih 9,2 ml. Titik ekivalen pada sampel II terjadi pada penambahan 27,897 ml, sedangkan titik akhir titrasi terjadi pada penambahan 16,5 ml, selisih 11,48 ml. Titik ekivalen pada sampel III terjadi pada penambahan 34,181 ml,

sedangkan titik akhir titrasi terjadi pada penambahan 21,6 ml, selisih 12,58 ml. Hal ini dipengaruhi oleh proses titrasi dari ion karbonat yang menghasilkan gas karbon dioksida.

Reaksinya :



Hal ini menyebabkan NaHCO_3 semakin kecil.

(<http://wapedia.org//prosesionkarbonat>)

3. Kadar Asam Jeruk

Kadar asam jeruk yang ditemukan lebih besar dari kadar asli yang terlampir yaitu 5,07 N dari yang asli yaitu $1,2 \times 10^{-4}$ N. Hal ini karena ($N = Nm$) maka kita dapat menghitung Ph larutan.

$$[\text{H}^+] = \sqrt{KaxM}$$

Diketahui K_a asam sitrat = $7,84 \times 10^{-5}$, $pK_a = 4.10$

$M = 5,07$ N

$$\begin{aligned} \text{Jadi } [\text{H}^+] &= \sqrt{7,84 \times 10^{-5} \times 6,1} \\ &= 0,02 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Ph} &= -\log(0,02) \\ &= 1,69 \end{aligned}$$

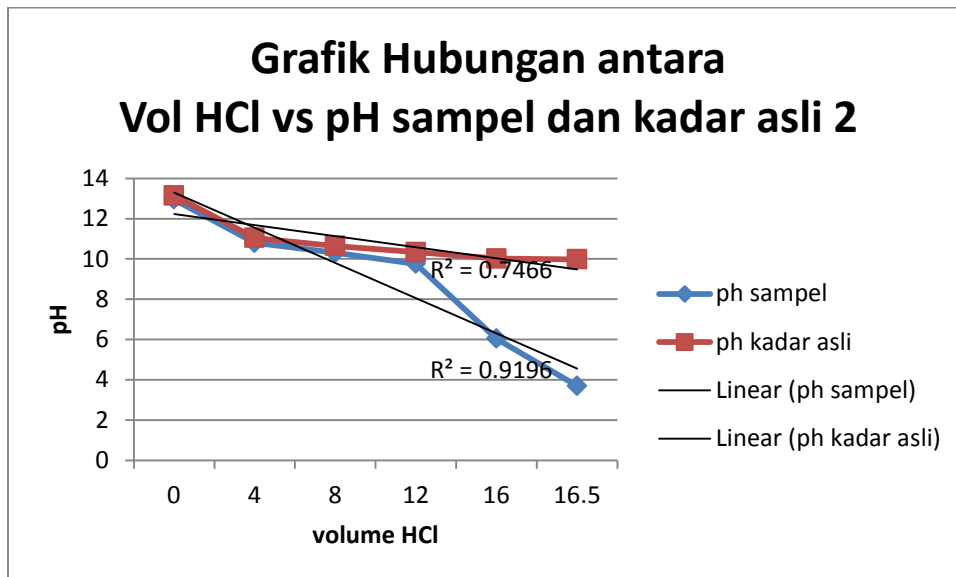
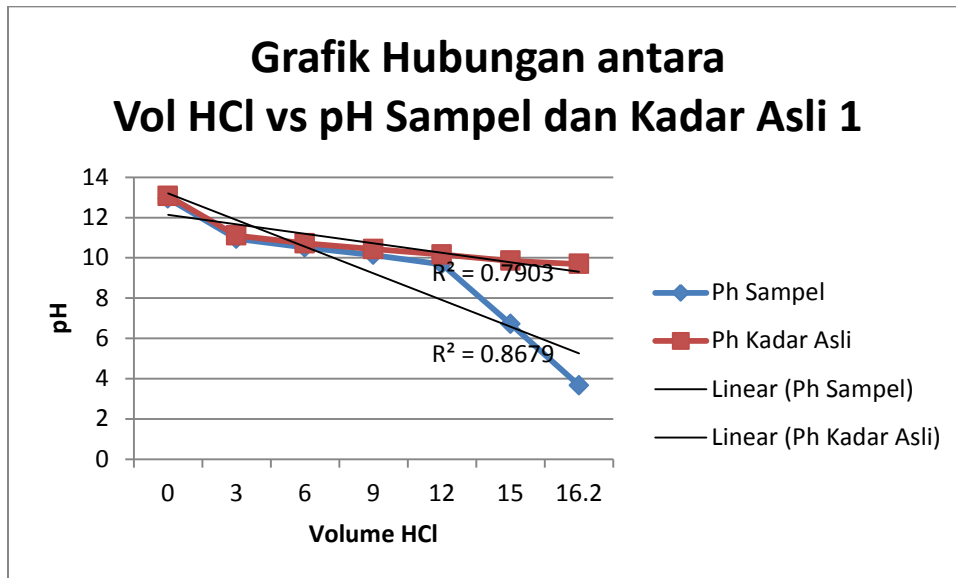
Seperti yang kita ketahui bahwa trayek Ph berkisar antara 1-14. Menurut analisis kami, hal ini terjadi karena adanya ion – ion yang terkandung dalam asam jeruk seperti asam sitrat, asam amion, minyak atsiri. Hal inilah yang menyebabkan penentuan titik akhir hingga 61,3 ml. Padahal seharusnya kadar keasaman asam jeruk sekitar Ph 4-9 yang menunjukkan TAT volume 6,5 ml.

(www.iptek.net.id)

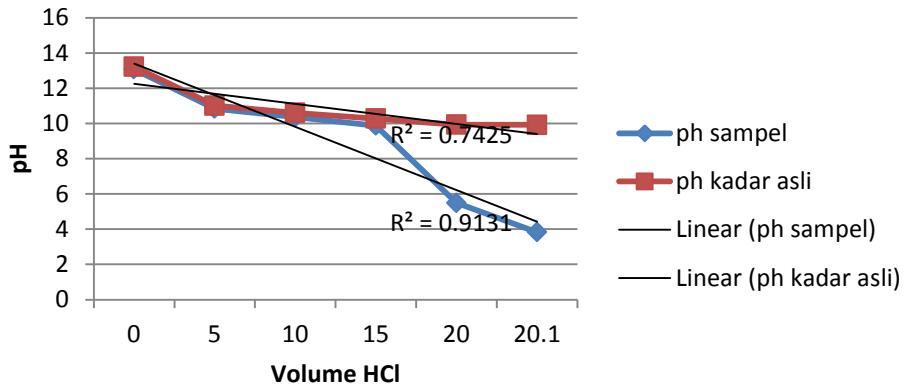
IV. 3 TAT dan TE

1. Pengertian TAT adalah keadaan dimana reaksi telah berjalan dengan sempurna yang biasanya ditandai dengan pengamatan visual melalui perubahan warna indikator.
2. Pengertian TE adalah titik dimana asam dan basa seimbang
3. Perbedaan keduanya terletak pada kebutuhan titran

IV. 4 Grafik



Grafik Hubungan antara Vol HCl vs pH sampel dan kadar asli 3



BAB V

PENUTUP

V. 1. Kesimpulan

- a. Kadar Na_2CO_3 yang ditemukan pada sampel 1,2,3 lebih kecil dari kadar asli.
- b. Kadar NaHCO_3 yang ditemukan pada sampel 1,2,3 lebih kecil dari kadar asli.
- c. Kadar asam jeruk yang kami temukan lebih besar dari kadar asli.

V. 2. Saran

1. Lebih teliti dalam mengamati perubahan warna.
2. Lebih teliti dalam membaca volume titran.
3. Lebih efisien menggunakan waktu.
4. Memperkecil klem biuret.
5. Mencuci buffer tiap kali mengganti zat titran.

DAFTAR PUSTAKA

A.L. Kempainen. 2002. Defarmining Ascorbic Acid in Vitamin C Tablets. Finlandia University: Wadsworf Group.

Analysus of Vitamin C. General Chemistry Laboratories University of Alberta.

Buku Petunjuk Praktikum Dasar Teknik Kimia I. 2005. Laboratorium Teknologi Proses, Jurusan Teknik Kimia Fakultas Teknik Universitas Diponegoro: Semarang.

Day, R.A. and Underwood, A.C. 1986. Analisa Kimia Kuantitatif edisi 15. Erlangga: Jakarta

Perry, R.H. and Green. 1984. Perry's Chemical Engineering Hand Book 6th edition. Mc. Graw Hill Book Co.Singapore

Wakepedia.org//Asam-asetat_2. 28 Juli 2008

<http://iptek.net.id>

<http://wapedia.org//prosesionkarbonat>

BAB I

PENDAHULUAN

I. 1. Latar Belakang

Pengukuran kadar asam maupun basa dapat dilakukan beberapa cara baik secara manual menggunakan cara titrasi volumetri (acidi alkalimetri) maupun cara pembacaan langsung menggunakan alat potensiometri terutama pH meter. Alat ini digunakan berdasarkan prinsip perubahan pH / potensial elektroda yang cukup besar antara suatu elektroda indikator dengan suatu elektroda indikator dengan suatu elektroda pembanding dalam suatu titrasi.

I. 2. Rumusan Masalah

Menentukan kadar H_2SO_4 dalam sampel dengan menggunakan metode titrasi potensiometri

I. 3. Tujuan Percobaan

Tujuan melakukan percobaan ini adalah untuk menentukan kadar H_2SO_4 secara potensiometri.

I. 4. Manfaat Percobaan

Praktikan dapat mengetahui cara menganalisa kadar asam secara volumetric dalam sampel dengan menggunakan pH meter.

BAB II TINJAUAN PUSTAKA

Pengertian

Titration potentiometri menyangkut pengukuran perbedaan potensial antara suatu elektroda indikator dengan suatu elektroda pembanding dalam suatu titration. Jadi dalam suatu potentiometri terjadinya TAT ditandai dengan perubahan potensial elektroda yang cukup besar. Dalam titration potentiometri TAT ditentukan dengan menetapkan volume pada saat terjadi perubahan potensial yang relatif besar ketika ditambah titran.

Pada perangkat eksperimen terbentuk bagan menggunakan suatu elektroda kaca sebagai contoh elektroda indikator. Metode ini dapat digunakan metode/tujuan titrimetri. Asam, basa, redoks, pengendapan, dan pembentukan kompleks dipilih indikator elektroda yang tepat. Suatu elektroda pembanding seperti kovalen untuk melengkapi sel. Titration itu dapat dilakukan dengan tangan atau prosedur itu diotomatiskan. Pada umumnya pengukuran teliti dan perbedaan potensial dilakukan dengan potentiometri, akan tetapi untuk ketelitian dalam titration, pH memberikan hasil yang memuaskan.

Kelebihan potentiometri.

Biaya yang dibutuhkan rendah karena voltmeter dan elektroda mempunyai harga yang lebih murah daripada alat-alat scientific lainnya.

Potentiometri pada dasarnya bersifat non destruktif terhadap sampel dapat diartikan bahwa penyisipan elektroda tidak mengubah komposisi larutan sampel.

Macam pH meter dan teori

Potensiometer biasanya digunakan tidak untuk elektroda gelas, karena elektroda ini memiliki tahanan yang tinggi, maka arus diperkuat secara elektroda. pH meter ini merupakan alat pengukur voltase yang dirancang untuk sel-sel bertegangan tinggi.

1. Potentiometri

Pada dasarnya adalah potensiometer, tetapi arus yang keluar sambang adalah demikian kecilnya karena tahanan yang tinggi, maka arus diperkuat secara elektronik.

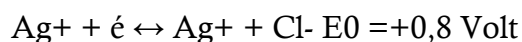
2. Alat pembaca langsung

Adalah voltase elektronik yang masukannya sangat tinggi, rangkaian tersusun sederhana sehingga memberikan pembacaan yang sebanding dengan pH.

Jenis elektroda potensial

1. Elektroda logam

Beberapa logam seperti Hg, Pb, Cu, dan Ag dapat bekerja sebagai elektroda indikator. Apabila berhubungan dengan suatu larutan dariionnya, misalkan potensial yang ditimbulkan pada sepotong kawat Ag yang tercelup pada larutan AgNO₃ berubah-ubah aktivitas ionnya sesuai dengan persamaan Nerst:

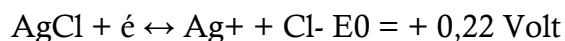


Persamaan Nerst

$$E_0 = 8,97 - 0,059 \text{ Log } \frac{1}{\text{Ag}^+}$$

Elektroda jenis ini yang lainnya bertukar ion secara langsung dengan logam disebut elektroda jenis 1.

Banyak ion seperti Ni, Co, Cr, dan wolfram tidak memberikan potensial yang dihasilkan kembali. Jika digunakan, elektroda logam ini bersifat lebih keras dan lebih jelas. Hal ini karena perubahan bentuk nabier dan lapisan oksida dalam logam tersebut. Elektroda perak klorida merupakan contoh elektroda jenis kedua. Potensial merupakan fungsi dari aktifitas ion klorida, dalam larutan kesetimbangan dapat ditulis:

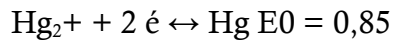


Potensialnya:

$$E_0 = 8,92 - 0,059 \cdot \log 1/\text{Cl}^-$$

Padaelektrodajenisikeduaini ion dalam larutan, dalam hal ini ion Cl tidak membentuk elektroda secara langsung dengan elektroda logam. Ion Cl mengatur konsentrasi ion Ag⁺ yang bertukar e dengan permukaan logam. Suatu elektroda jenis ketiga yang secara luas dipergunakan adalah elektroda HgEDTA. Potensial suatu elektroda Hg terjadi secara reversible dengan ion-ion logam lain dalam larutan. Dengan adanya kompleks HgEDTA kita dapat menggambarkan elektroda seperti berikut. Dengan menggunakan Ni₂⁺, sehingga logam larutan, beberapa asam terdisosiasi. Untuk memberikan ion Hg₂⁺, tetapi karena kompleksnya stabil maka kebanyakan faksatarab dalam bentuk HgY₂⁻. Logam yang akan

ditentukan harus membentuk HgY dan KMY merupakan tetapan stabilitas kedua kompleks. Kita dapat menurunkan suatu hubungan dan konsentrasi M_2^+ .



Jika kita substitusikan untuk Hg_2^{2+} dan menyatakan untuk KHgY dan untuk Y^{4-} dengan menggunakan pernyataan KMY, kita akan peroleh persamaan :

$$E = 0,85 - 0,03 \log KHgY [Mg_2^{2+}]$$

$$1 < My - [HgY_2^-] [Mg_2^{2+}]$$

Umpamanya kita melakukan titrasi M_2^+ dengan Y^{4-} , maka dekat TE $[Mg_2^{2+}]$ pada dasarnya tetap suku-suku KHgY dan KMY tetap. Karena merupakan suatu tetapan dan konsentrasi kompleks merkuri/ $[HgY_2^-]$ adalah tetap selama titrasi karena sifat kompleks yang stabil, maka persamaan:

$$E = K - 0,03 \log 1/ [Mn_2^{2+}]$$

2. Elektroda membran
3. Elektroda gelas untuk pengukuran pH
4. Elektroda gelas ion negatif

Penggunaan titrasi potensiometri

1. Menentukan konsentrasi ion-ion

Potensial elektroda bergantung pada aktivitas ion dan bahkan konsentrasi ion-ion elektroda kalsium ion-ion selektif

$$E = k + 0,059/2 \log Ca^{2+}$$

$$E = k + 0,059/2 \log \gamma Ca^{2+} [Ca^{2+}]$$

$$E = k + 0,059/2 \log \gamma Ca^{2+} + 0,059/2 \log [Ca^{2+}]$$

Jika kekuatan ion dibuat tetap, koefisien aktivitas Ca^{2+} tetap untuk

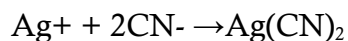
Semua konsentrasi ion kalsium, suhu kedua di sebelah kanan persamaan

Adalah tetap maka $E = k + 0,059/2 \log Ca^{2+}$

2. Pembentukan kompleks

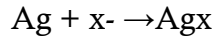
Suatu contoh reaksi yang menghasilkan kompleks total antara ion-ion

Perak dengan sianida



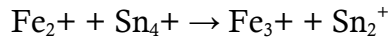
3. Pengendapan

Pengendapan kation perak dengan anion S^{2-} sebagai berikut:

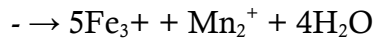


Dan x bisa Cl^- , I^- , Br^- , dan CN^-

4. Redoks

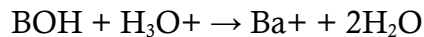
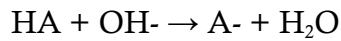


Pengoksidasi lain sebagai titran adalah KMnO_4



5. Asam Basa

Jika HA asam kuat yang akan ditentukan dan BOH adalah basanya, maka:



Titran merupakan standar primer seperti HCl

Aspek potensiometrik

1. Titrasi potensiometrik manual

Potensio diukur setelah penambahan titran berukuran dan hasil pengamatan digambarkan pada suatu kertas grafik terhadap volume titran untuk memperoleh suatu kurva titran.

2. Penekanan osmotik dari kurva titrasi

Voltase yang ditimbulkan dalam suatu rangkaian dengan tahanan yang terpaksa sangat tinggi yang terdapat dalam suatu elektroda gelas tidak dapat secara langsung diumpakan kesuatu perekam karena alasan-alasan yang ada.

3. Pemberhentian aliran titran secara otomatis Akhirnya titran potensio metrik dapat secara langsung dan lengkap dibuat otomatis sehingga buret berhenti secara mekanik pada TAT.

BAB III METODOLOGI PERCOBAAN

III.1. Bahan dan Alat yang Diperlukan

Bahan

- | | |
|-------------------------------|-----------------------------|
| 1. Larutan standar NaOH 0,1 N | 4. Na_2CO_3 |
| 2. Larutan standar HCl 0,1 N | 5. Indikator MO |
| 3. H_2SO_4 | 6. Boraks |
| | 7. Buffer pH = 7 |

Alat

1. Labu takar
2. Beaker glass
3. Pipet volume
4. Buret, statif, klem
5. Pipet ukur
6. Elektroda
7. Pipet tetes
8. Magnetic stirrer
9. Gelas ukur
10. PH meter

III.2. Gambar Alat & Keterangan



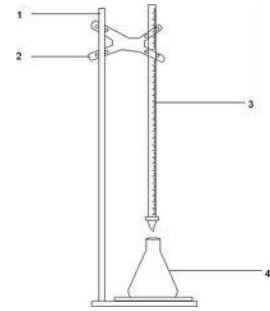
Labu Takar



Beaker glass



Pipet Volume



1. Statif, 2. Klem, 3. Buret, 4. Erlenmeyer



Pipet Ukur



Pipet tetes



Magnetic Stirrer



PH Meter



Gelas Ukur

Keterangan Alat :

- | | |
|---------------------|------------------------------|
| 1. Buret | : Untuk tempat titrasi |
| 2. Klem | : Penjepit buret |
| 3. Statif | : Tempat klem dan buret |
| 4. Erlenmeyer | : Tempat melakukan titrasi |
| 5. Pipet volume | : Untuk mengambil larutan |
| 6. Beaker glass | : Tempat larutan |
| 7. Pipet tetes | : Untuk meneteskan larutan |
| 8. Labu takar | : Tempat pengenceran larutan |
| 9. Gelas ukur | : Untuk mengukur larutan |
| 10. Pipet ukur | : Untuk mengambil larutan |
| 11. PH Meter | : alat pengukur Ph |
| 12. Magnetic Stirer | : untuk mengatur laporan |

III.3. Cara Kerja

1. Hidupkan alat pH meter dan biarkan 15 menit, sambil menunggu waktu tersebut cuci elektrodanya dengan aquades dan keringkan.
2. Masukkan elektroda kedalam larutan buffer 7, diputar tombol pH hingga jarum petunjuk menunjukkan skala pH yang sesuai. Jika jarum tidak menunjukkan pH yang sesuai, putar tombol (2) sedemikian hingga jarum petunjuk menunjukkan skala pH yang sesuai dengan larutan buffer.
3. Cuci elektroda dan keringkan
4. Sampel dimasukkan dalam beaker glass dan ditambah aquades hingga v ml, aduk dengan magnetic stirrer
5. Masukkan electrode ke dalam larutan tersebut, putar tombol pH dan titrasi dengan larutan NaOH a N. Catat pH setiap penambahan V ml titran sampai terjadi lonjakan pH yang besar.

DAFTAR PUSTAKA

Day and Underwood.A.I.1986.*Analisa Kimia Kuantitatif* edisi 5.Erlangga:Jakarta.

Perry,R.HandGreen.1984.*Perry's Chemical Enggineering Hand Book* 6th edition.

Mc Graw Hill Book Co.Singapore.

Vogel,A.F.1988.*A Text Book of Quantitative Anorganic Analysis* 5th edition.

Longman Co. London.