

RENCANA PELAKSANAAN PEMBELAJARAN

Satuan Pendidikan : SMK Negeri 1 Haurwangi
Kelas / Semester : X / 2
Tema : Keseimbangan ion dalam larutan
Sub Tema : Titrasi asam dan basa dalam kehidupan sehari-hari
Pembelajaran ke : 1
Alokasi waktu : 3 JP (3 x 45 menit)

A. TUJUAN PEMBELAJARAN

Peserta didik dapat menjelaskan prinsip titrasi penetralan (asam basa) melalui **diskusi dan pengamatan video** untuk mengembangkan keterampilan membuat prosedur kerja dan **sikap teliti**

B. KEGIATAN PEMBELAJARAN

No	Tahapan	Deskripsi kegiatan	Alokasi waktu
1.	Kegiatan Pendahuluan	Etika Pembuka <ul style="list-style-type: none">Guru memberikan salam dan menyiapkan peserta didik secara psikis dan fisik dengan berdoa bersama-sama sebelum memulai kegiatan sebagai wujud rasa syukur kepada Tuhan Yang Maha Esa serta menanyakan kabar, mengecek kebersihan kelas dan kehadiran peserta didik.Peserta didik menyimak cakupan materi dan tujuan pembelajaran yang harus dicapai pada pertemuan iniPeserta didik diminta untuk duduk berkelompok (satu kelompok terdiri dari 3-4 orang)	10 menit
		Apersepsi <ul style="list-style-type: none">Peserta didik menjawab pertanyaan tentang materi mata pelajaran Analisis Kimia Dasar pada kelas X mengenai asam basa dan reaksi penetralan	5 menit
		Motivasi <ul style="list-style-type: none">Peserta didik diberikan pengetahuan terkait manfaat mempelajari materi titrasi asam basa, dengan memahami materi titrasi asam basa, dapat menentukan kadar suatu zat dalam sampel. Salah satunya	5 menit

No	Tahapan	Deskripsi kegiatan	Alokasi waktu
		<p><i>“Dalam beberapa kasus kadar asam asetat yang terdapat di dalam larutan cuka tidak sesuai dengan nilai konsentrasi asam asetat yang tercantum dalam kemasan cuka. Untuk mengetahui kadar asam asetat dalam cuka, kita bisa menggunakan metode analisis titrasi penetralan (asam basa)”</i></p>	
2	Kegiatan Inti	<p>Stimulus</p> <ul style="list-style-type: none"> • Peserta didik diminta untuk mengamati video titrasi penetralan (asam basa) yang ditayangkan 	5 menit
		<p>Perumusan masalah</p> <ul style="list-style-type: none"> • Peserta didik diminta untuk membuat pertanyaan dari hasil pengamatannya. Pertanyaan yang diharapkan mengacu pada tujuan pembelajaran yang hendak dicapai: <i>“bagaimana prinsip titrasi penetralan asam basa?”</i> <i>“bagaimana prosedur kerja penentuan konsentrasi zat dalam sampel menggunakan titrasi penetralan?”</i> 	20 menit
		<p>Data Collecting dan Data Processing</p> <ul style="list-style-type: none"> • Peserta didik diminta untuk menjawab soal-soal yang ada pada LKS sesuai dengan hasil pengamatan dan mencari informasi yang berkaitan dengan titrasi asam basa dari berbagai sumber belajar 	10 menit
		<p>Verifikasi</p> <ul style="list-style-type: none"> • Peserta didik diminta untuk diskusi dalam kelompoknya masing-masing untuk menarik sebuah kesimpulan mengenai pertanyaan-pertanyaan yang ada pada LKS 	15 menit
		<p>Generalisasi</p> <ul style="list-style-type: none"> • Peserta didik mempresentasikan hasil diskusi kelompoknya di depan kelas 	25 menit
3.	Penutup	<p>Konfirmasi</p> <ul style="list-style-type: none"> • Peserta didik menyimak penguatan guru mengenai titrasi penetralan (asam basa) 	10 menit
		<p>Evaluasi</p> <ul style="list-style-type: none"> • Peserta didik diberi soal post test oleh guru 	15 menit

C. PENILAIAN PEMBELAJARAN

1. Penilaian Pengetahuan

Jenis tagihan : Tes

Teknik : Tes Tulis

Bentuk : Essay

Indikator	Jenjang	Soal	Jawaban	Skor
3.3.1. Menjelaskan prinsip dasar titrasi penetralan	C2	Jelaskan prinsip analisa sampel menggunakan metode titrasi penetralan (Asam Basa)!	Mereaksikan suatu zat yang dianalisis dengan larutan standar (standar) yang telah diketahui konsentrasinya secara teliti, dan didasarkan atas reaksi penetralan antara asam dan basa, dimana reaksi penetralan asam basa merupakan reaksi antara ion hidrogen (H ⁺) yang berasal dari asam dengan ion hidroksida (OH ⁻) yang berasal dari basa sehingga menghasilkan air yang bersifat netral	50
3.3.2. Menentukan kadar suatu zat pada sampel dengan titrasi penetralan	C3	Sebanyak 10 mL larutan HCl dititrasi dengan larutan NaOH 0,1 M menggunakan indicator fenolftalein. Jika perubahan warna indicator menjadi merah muda diperlukan 12,5 mL larutan penitrasi, maka tentukan molaritas larutan HCl tersebut!	$M_{asam} \times V_{asam} = M_{basa} \times V_{basa}$ $M_{asam} = \frac{M_{basa} \times V_{basa}}{V_{asam}}$ $M_{asam} = \frac{0,1 \times 12,5}{10}$ $M_{asam} = 0,125 M$	50

Pedoman Penskoran: $Nilai = \frac{\text{jumlah skor yang diperoleh}}{\text{skor maksimal}} \times 100$

2. Penilaian Aspek Sikap

Jenis : Nontes

Teknik : Observasi

Bentuk : Penilaian Kinerja

Indikator : Menunjukkan sikap teliti dalam melakukan titrasi penetralan

No.	Nama Peserta didik	Aspek Sikap yang Dinilai			Skor
		Teliti dalam pengukuran	Teliti dalam membaca volume buret	Teliti dalam menentukan kadar analit dalam sampel	
1					
2					
3					
4					
5					
dst					

Rubrik Penilaian Aspek Sikap

No	Aspek	Skor	Kriteria Skor	Nilai
1	Menunjukkan sikap teliti	3	Menunjukkan sikap teliti dalam melakukan melakukan titrasi penetralan dengan melakukan tiga kegiatan dengan benar	A
		2	Jika hanya ada 2 kegiatan yang dilakukan.	B
		1	Jika hanya ada 1 kegiatan yang dilakukan.	C
		0	Jika tidak ada kegiatan yang dilakukan.	D

Mengetahui,
Kepala SMKN 1 Haurwangi



Mirafuddin, S.Pt., M.M.Pd.
NIP. 196902112005011003

Cianjur, Desember 2020
Guru Mata Pelajaran

A blue handwritten signature in cursive script.

Hendri Kurniadi, M.Pd
NUPTK. 0451767668130042

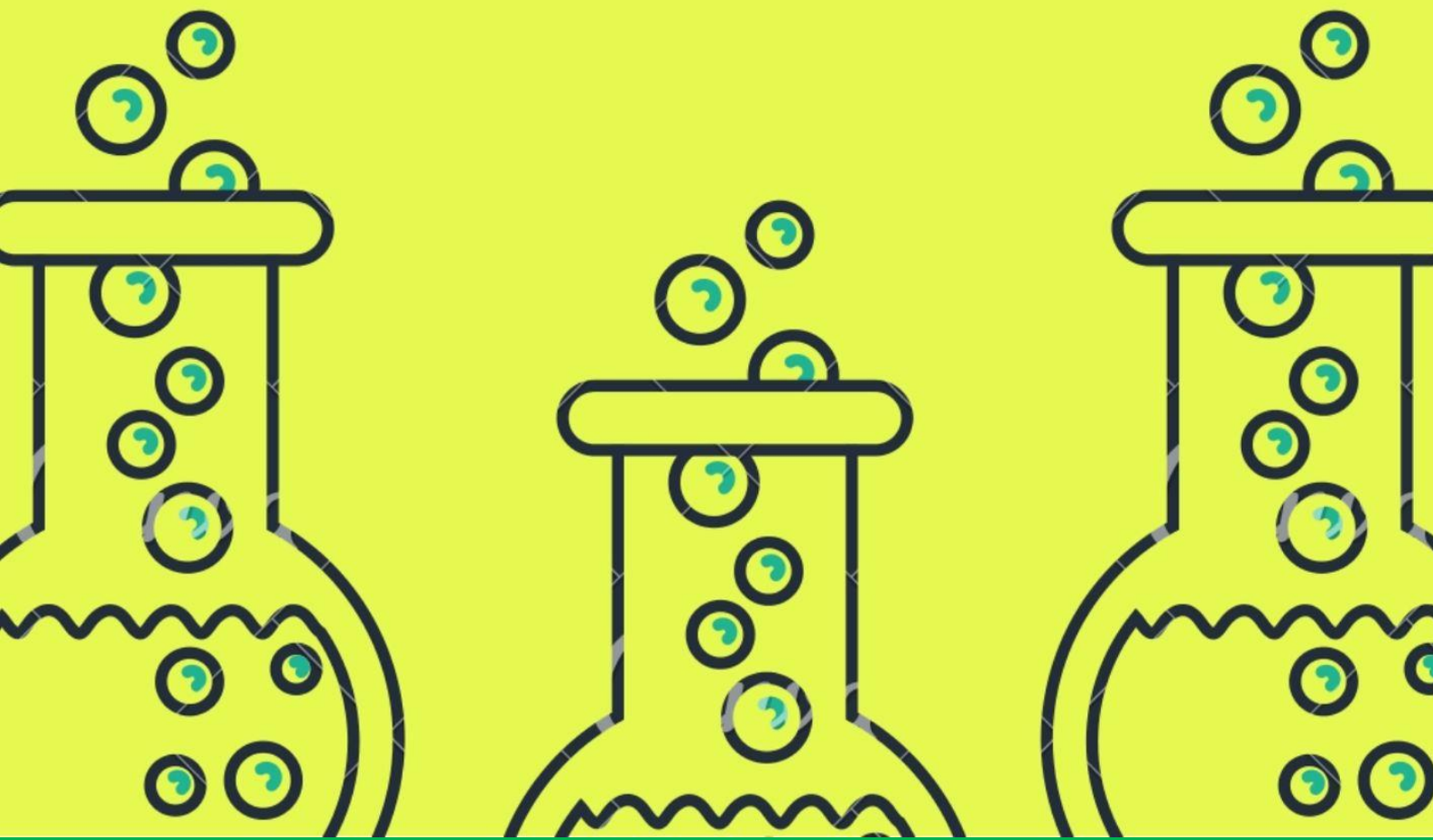
LAMPIRAN

**LEMBAR KERJA SISWA
(LKS)**

TITRASI ASAM BASA

KIMIA X

SMK NEGERI 1 HAURWANGI



**LEMBAR KERJA SISWA
NON EKSERIMEN
TITRASI PENETRALAN ASAM BASA**

A. Tujuan

- Peserta didik dapat menjelaskan prinsip titrasi penetralan (asam basa)
- Peserta didik dapat menentukan kadar konsentrasi zat pada sampel menggunakan titrasi penetralan (asam basa)
- Peserta didik dapat membuat prosedur kerja titrasi penetralan (asam basa)

B. Dasar Teori

Analisis titrimetri atau analisa volumetri adalah analisa kuantitatif dengan mereaksikan suatu zat yang dianalisis dengan larutan standar (standar) yang telah diketahui konsentrasinya secara teliti, dan reaksi antara zat yang dianalisis dan larutan standar tersebut berlangsung secara kuantitatif.

Analisa titrimetri merupakan satu bagian utama kimia analisis dan perhitungannya berdasarkan hubungan stoikiometri sederhana dari reaksi-reaksi kimia.



Dimana a molekul analit A , bereaksi dengan t molekul reagensia T . Reagensia T disebut **titran**, ditambahkan sedikit-demi sedikit, biasanya dari dalam buret. Larutan dalam buret bisa berupa larutan standar yang konsentrasinya diketahui dengan cara standarisasi ataupun larutan dari zat yang akan ditentukan konsentrasinya. Penambahan titran diteruskan sampai jumlah T yang secara kimia setara atau ekuivalen dengan A , maka keadaan tersebut dikatakan telah mencapai titik ekuivalensi atau disingkat TE dari titrasi itu. Namun kapan tepatnya tercapai suatu titik ekuivalensi tidak dapat dilihat secara kasat mata. Untuk mengetahui kapan penambahan titran itu harus dihentikan, digunakanlah suatu zat yang disebut indikator yang dapat menunjukkan terjadinya kelebihan titran dengan perubahan warna. Perubahan warna ini bisa tepat atau tidak tepat pada titik ekuivalensi. Titik dalam titrasi pada saat indikator berubah warna disebut titik akhir titrasi atau disingkat TA , idealnya adalah titik akhir titrasi sedekat mungkin dengan titik ekuivalensi sehingga pemilihan indikator yang tepat merupakan salah satu aspek yang penting dalam analisis Volumetri (Titrimetri) untuk mengimpitkan kedua titik tersebut.

Dalam bahan makanan banyak mengandung senyawa yang bersifat asam ataupun basa, misalnya asam askorbat dalam buah-buahan, asam asetat dalam cuka, senyawa karbonat dalam minuman dan lain-lain. Komponen utama cuka yang terdapat di pasaran adalah asam asetat walaupun terdapat sedikit asam lain di dalamnya. Biasanya kadar total asam dalam cuka dinyatakan dengan konsentrasi asam asetat. Dalam beberapa kasus kadar asam asetat yang terdapat di dalam larutan cuka tersebut tidak sesuai dengan nilai konsentrasi asam asetat yang tercantum dalam kemasan cuka tersebut.

Untuk menentukan kadar senyawa-senyawa tersebut dapat dilakukan analisis dengan menggunakan metode titrasi berdasarkan reaksi penetralan (asam basa). Sebelum melakukan titrasi penetralan perlu memahami prinsip dasar reaksi penetralan yaitu reaksi antara ion hidrogen yang berasal dari asam dengan ion hidroksida yang berasal dari basa sehingga menghasilkan air yang bersifat netral. Setelah memahami prinsip dasar titrasi penetralan kemudian melakukan pemilihan larutan standar yang akan digunakan untuk mentitrasi sampel, melakukan standarisasi larutan standar, melakukan titrasi sampel dan melakukan perhitungan kadar sampel serta bagaimana membuat laporan hasil titrasi. Untuk mengetahui kapan suatu titrasi berakhir (titik akhir titrasi) maka diperlukan suatu indikator. Indikator yang digunakan harus dipilih agar trayek pH indikator sesuai dengan trayek pH titrasi pada saat titik ekuivalen tercapai sehingga titik akhir titrasi dapat ditentukan dengan tepat pada saat indikator tepat berubah warna dan tidak berubah lagi warnanya setelah beberapa detik.

Titrasi penetralan didasarkan pada reaksi netralisasi proton (asam) oleh ion hidroksil (basa) atau sebaliknya:



Cara menghitung konsentrasi larutan titran atau titer dari data titrasi adalah sebagai berikut. Pada saat titik akhir titrasi atau saat indikator fenolftalein berubah warna yaitu pH = 7, akan dicapai titik ekuivalen, maka :

Mol H^+ = mol OH^- . Oleh karena mol zat = volum larutan x molaritas, sehingga:

$$M_{\text{asam}} \times V_{\text{asam}} = M_{\text{basa}} \times V_{\text{basa}}$$

V = volum

M_{asam} = molaritas H^+

M_{basa} = molaritas OH^-

3. Tuliskan Hasil Pengamatan percobaan yang ada pada video tersebut!

No	Volume HCl (mL)	Volume NaOH (mL)		
		Mula-mula	Akhir titrasi	Volume digunakan
1.
2.
3.
Rata-Rata			

4. Jelaskan reaksi kimia yang terjadi pada percobaan tersebut dan tuliskan reaksi kimianya!

Jawab:

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

5. Jelaskan prinsip titrasi penetralan (asam basa)!

Jawab:

.....

.....

.....

.....

.....

6. Hitung konsentrasi larutan asam pada video tersebut!

Jawab:

.....

.....

.....

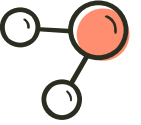
.....

.....

TITRASI ASAM BASA

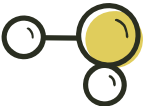
Hendri Kurniadi
SMK Negeri 1 Haurwangi





Tujuan Pembelajaran

Peserta didik dapat menjelaskan **prinsip titrasi penetralan (asam basa)** melalui diskusi dan pengamatan video untuk mengembangkan keterampilan membuat prosedur kerja dan sikap teliti

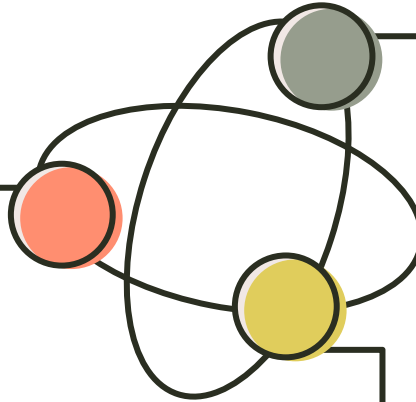


Titrasi Asam Basa



Basa

Zat yang menghasilkan
ion OH⁻ dalam air



Asam

Zat yang menghasilkan
ion H⁺ dalam air

Reaksi Penetralan

Reaksi antara **ion hidrogen** yang berasal dari asam dengan **ion hidroksida** yang berasal dari basa sehingga menghasilkan air yang bersifat **netral**





Cuka Botol di Pasaran



25%



18%



15%

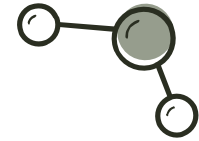


5%

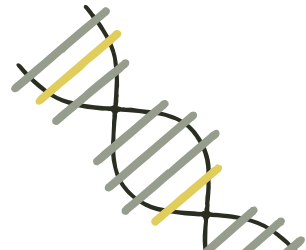
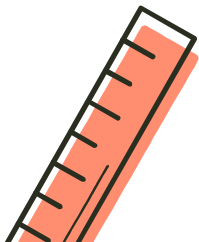
Dalam beberapa kasus kadar asam asetat yang terdapat di dalam larutan cuka tidak sesuai dengan nilai konsentrasi asam asetat yang tercantum dalam kemasan cuka.

Untuk mengetahui kadar asam asetat dalam cuka, kita bisa menggunakan metode analisis **titrasi penetralan (asam basa)**



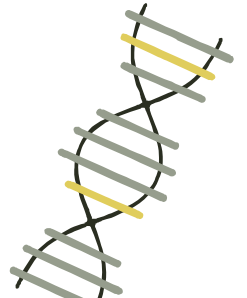
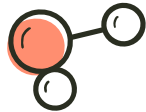
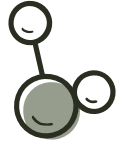


“**Bagaimana** cara menentukan kadar suatu zat dalam sampel menggunakan titrasi penetralan (asam basa?”



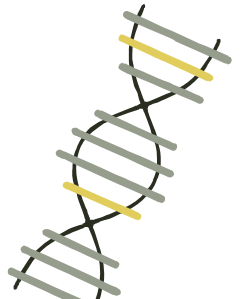


Amati Video Berikut



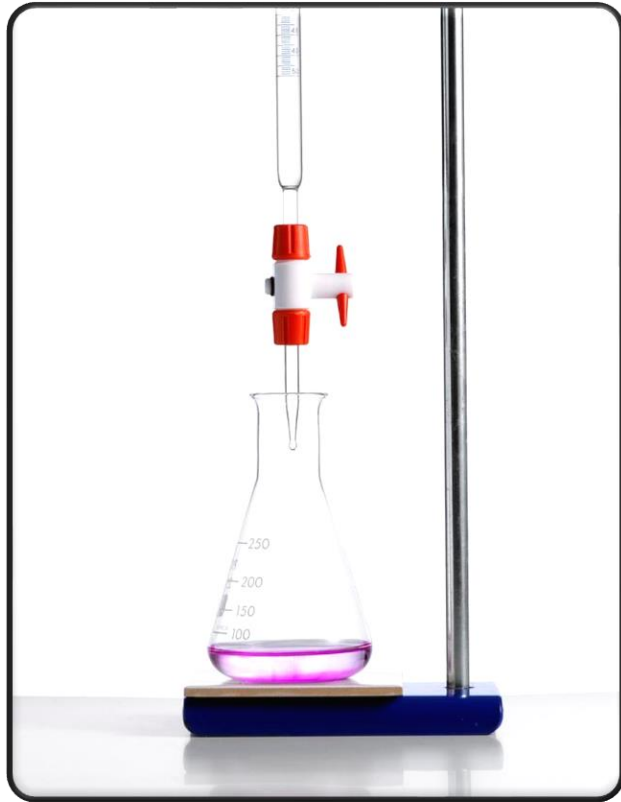


Diskusi Kelompok





Prinsip Titrasi Penetrulan (Asam Basa)



- Mereaksikan suatu zat yang dianalisis dengan **larutan standar (standar)** yang telah diketahui konsentrasinya secara teliti
- Reaksi penetrulan antara asam dan basa





Menghitung Konsentrasi Titrat

$$\text{mol } H^+ = \text{mol } OH^-$$

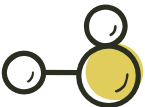
$$M_{\text{asam}} \times V_{\text{asam}} = M_{\text{basa}} \times V_{\text{basa}}$$

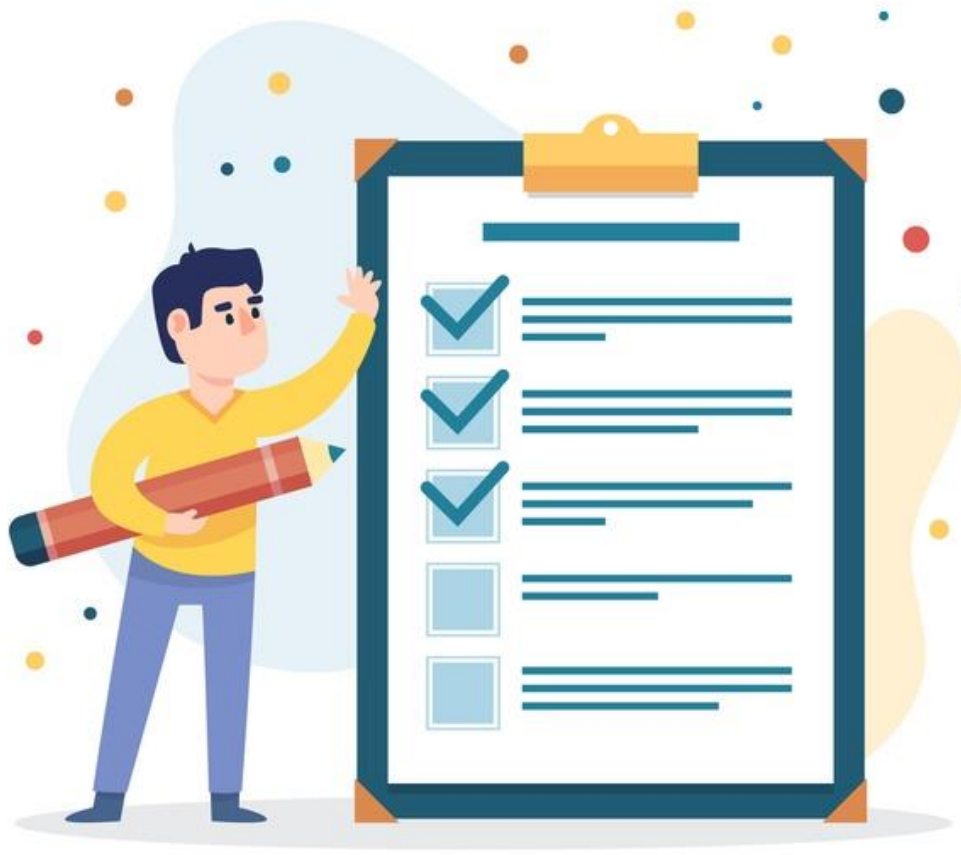
Keterangan:

V = volum

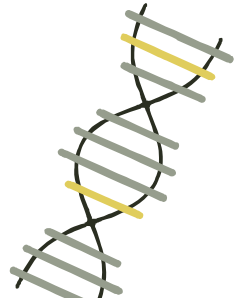
M_{asam} = molaritas H^+

M_{basa} = molaritas OH^-



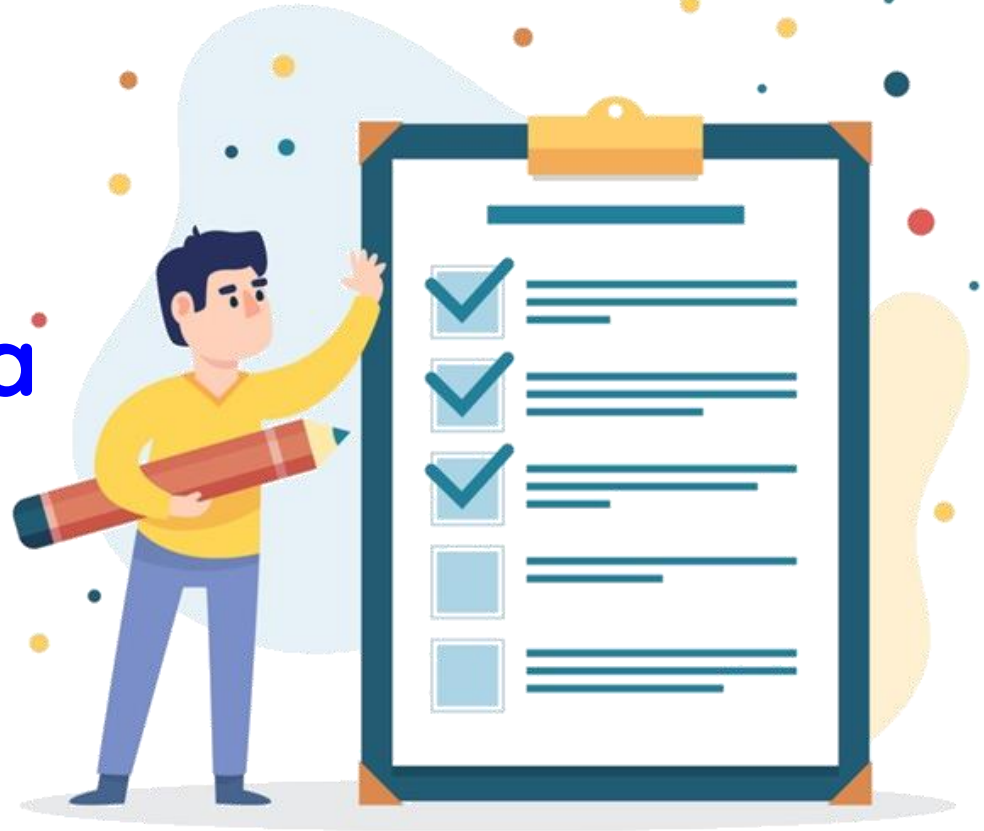


PostTest



PERTEMUAN BERIKUTNYA

Praktikum Titrasi Asam Basa



The background is decorated with various science-related icons. On the left side, there is a DNA double helix, a round-bottom flask with yellow liquid, a test tube with red liquid, a graduated cylinder with red liquid, a round-bottom flask with grey liquid, and a test tube with red liquid. On the right side, there is a Bohr-style atomic model with a red nucleus and black electron shells, a test tube with red liquid, a round-bottom flask with yellow liquid, a test tube with red liquid, a molecular structure with a grey sphere and two white spheres, and a test tube with red liquid. In the center, there are several molecular structures: one with two white spheres and one red sphere, one with two grey spheres and one white sphere, and one with one grey sphere and two white spheres.

TERIMAKASIH!

Hendri Kurniadi
+628989656536375

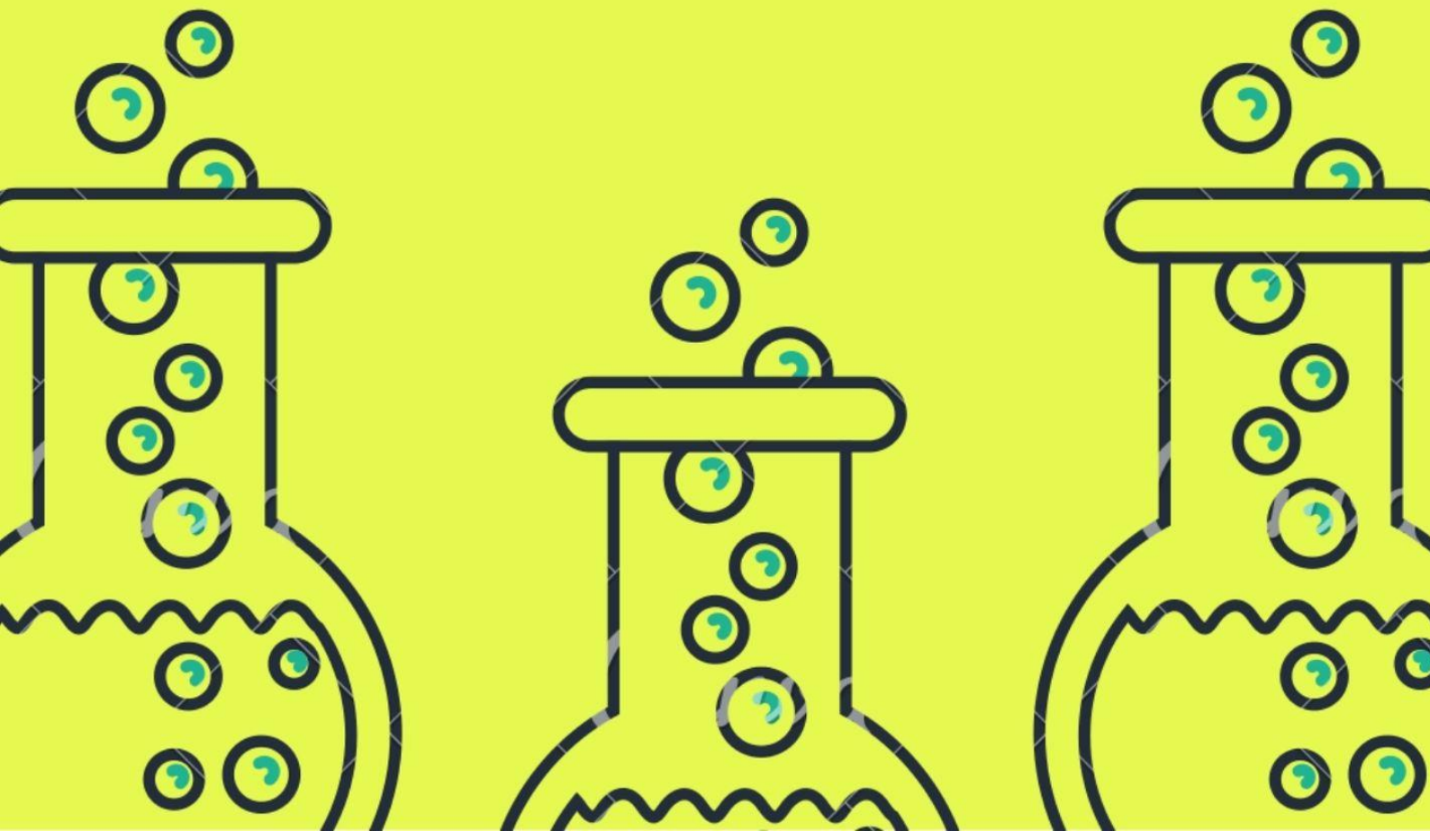
hendrikurniadi007@gmail.com

BAHAN AJAR

ASAM BASA

KIMIA X

SMK NEGERI 1 HAURWANGI



PENGANTAR



Anda tentu sering melihat jeruk dan daun sirih bukan? Anda tentunya sudah tahu bahwa jeruk apabila kita cicipi maka terasa masam dan jika mengenai tangan terasa kesat. Berbeda dengan daun sirih, apabila kita cicipi rasanya pahit dan jika terkena di tangan terasa licin.

Sumber: superindo.co.id



Jeruk merupakan salah satu contoh asam, sedangkan daun sirih adalah basa. Mengapa bahan-bahan tersebut mempunyai sifat asam dan basa? Apakah sebenarnya sifat asam basa itu? Bagaimanakah menentukan sifat suatu zat berdasarkan asam basa? Bagaimanakah cara menghitung derajat keasaman (pH) suatu larutan?

Sumber: daunsirih.com

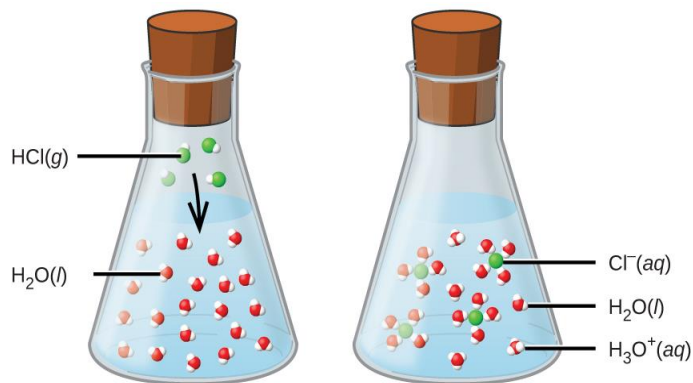
A. Teori Asam Basa Arrhenius

1. Pengertian Asam Basa Arrhenius

a. Asam Menurut Arrhenius

Menurut teori Arrhenius, asam adalah zat yang menghasilkan ion H^+ dalam air.

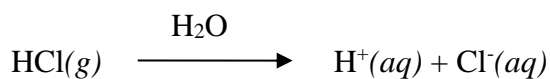
Contoh: HCl yang dilarutkan dalam air.



Sumber:

Gambar 2. HCl yang Dilarutkan dalam Air

Ketika HCl larut dalam air, molekul HCl terionisasi sempurna menghasilkan ion H^+ sehingga konsentrasi ion H^+ dalam air meningkat. Meningkatnya konsentrasi ion H^+ dalam larutan menyebabkan HCl bersifat asam. Reaksi yang terjadi adalah sebagai berikut.



b. Basa Menurut Arrhenius

Menurut teori Arrhenius, basa adalah zat yang menghasilkan ion OH^- dalam air.

Contoh: NaOH yang dilarutkan dalam air.



Ketika NaOH larut dalam air, ion Na^+ dan OH^- dalam padatan NaOH terionisasi oleh molekul H_2O menghasilkan ion OH^- sehingga konsentrasi ion OH^- dalam air meningkat.



Sumber: www.hydrochloricacidlr.com

Gambar 1. Larutan HCl



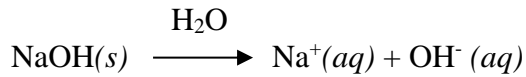
Sumber: www.hydrochloricacidlr.com

Gambar 3. Larutan NaOH

Sumber: www.hydrochloricacidlr.com

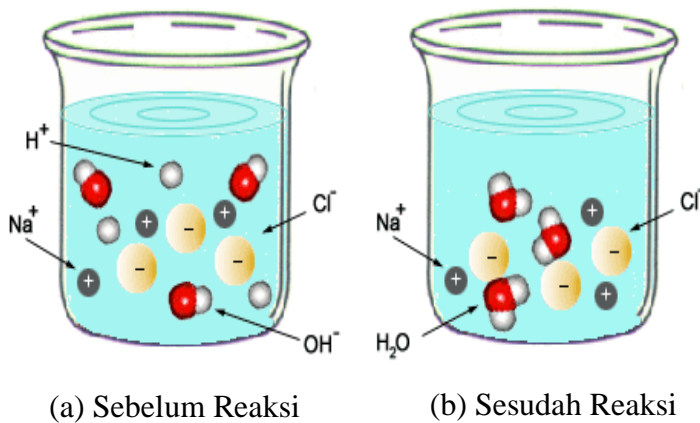
Gambar 4. NaOH yang Dilarutkan dalam Air

Meningkatnya konsentrasi ion OH^- dalam larutan menyebabkan NaOH bersifat basa. Reaksi yang terjadi adalah sebagai berikut.



c. Reaksi Netralisasi

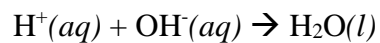
Menurut Arrhenius, reaksi asam basa (netralisasi) adalah reaksi antara ion H^+ dan OH^- membentuk molekul H_2O . Contohnya reaksi antara larutan HCl dan NaOH.



Sumber: Silberberg, 2007

Gambar 6. Reaksi Netralisasi yang Terjadi antara Larutan HCl dan NaOH

Pada Gambar 6 di atas, ketika larutan HCl dan NaOH direaksikan maka ion H^+ dari larutan HCl akan berikatan dengan ion OH^- dari larutan NaOH membentuk molekul H_2O . Reaksi netralisasi yang terjadi adalah sebagai berikut.



Sumber: Silberberg, 2007

Gambar 5. Fenomena Reaksi Netralisasi yang Terjadi antara Senyawa Asam pada Lemon dengan Senyawa Basa pada Ikan Salmon

2. Sifat Asam Basa

a. Derajat Ionisasi (α)

Derajat ionisasi (α) menyatakan banyaknya molekul asam atau basa yang terionisasi di dalam larutan. Derajat ionisasi menyatakan kekuatan relatif asam atau basa dalam satuan persen. Semakin besar derajat ionisasi maka semakin kuat sifat asam atau basa larutan. Nilai α dapat ditentukan dari persamaan berikut.

$$\alpha = \frac{\text{jumlah mol zat terionisasi}}{\text{jumlah mol zat mula - mula}} \times 100\%$$

Berdasarkan ionisasinya dalam air, asam basa digolongkan menjadi asam kuat, asam lemah, basa kuat, dan basa lemah.

1) Asam Kuat

Fenomena asam kuat dapat dijumpai dengan mudah dalam kehidupan sehari-hari. Dalam tubuh manusia, Tuhan telah menciptakan lambung yang mampu menampung asam klorida yang bermanfaat dalam proses pencernaan makanan. Contoh lainnya adalah asam sulfat yang digunakan pada aki mobil.



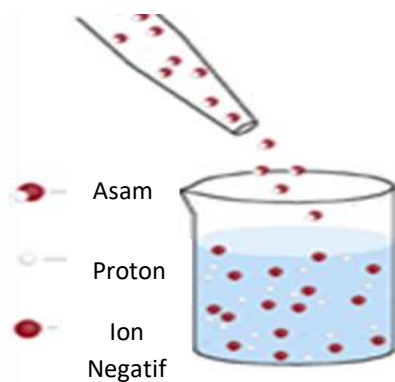
(a)



(b)

Sumber: www.slideshare.net

Gambar 7. (a) Asam klorida yang terdapat dalam lambung pada sistem pencernaan manusia, (b) Asam sulfat yang terdapat dalam aki mobil



Asam Kuat

Sumber: chemistryhungergames.weebly.com

Gambar 8. Contoh Asam Kuat dan Air Reaksi Ionisasinya dalam Air

Asam kuat terionisasi sempurna dalam pelarut air menghasilkan ion H^+ dan ion negatif sisa asam. Dengan demikian, asam kuat memiliki $\alpha = 1$.

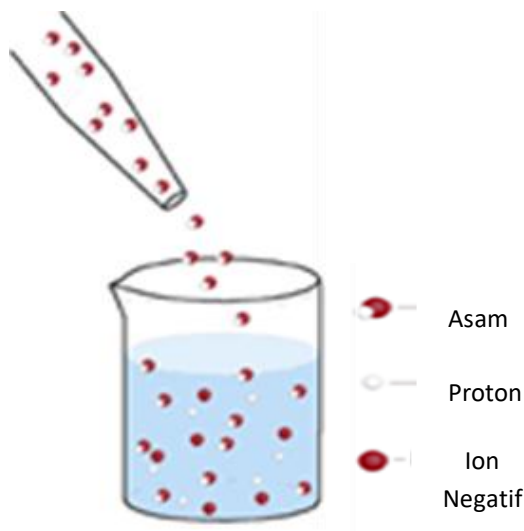
Rumus Kimia Asam Kuat	Nama Asam Kuat	Reaksi Ionisasi dalam Pelarut Air
HCl	Asam Klorida	$\text{HCl}(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{Cl}(aq)$
HNO_3	Asam Nitrat	$\text{HNO}_3(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{NO}_3(aq)$
HClO_4	Asam Perklorat	$\text{HClO}_4(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{ClO}_4(aq)$
H_2SO_4	Asam Sulfat	$\text{H}_2\text{SO}_4(aq) \rightarrow 2\text{H}^+(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$

2) Asam Lemah

Asam lemah dapat dijumpai dengan mudah dalam kehidupan sehari-hari. Contohnya seperti asam sitrat yang terdapat dalam buah jeruk, asam format yang terdapat dalam sengatan semut dan lebah, serta asam asetat yang terdapat dalam cuka makan.



Gambar 9. Contoh Asam Lemah dalam Kehidupan Sehari-hari



Sumber: chemistryhungergames.weebly.com

Gambar 10. Ionisasi Asam Lemah dalam Air

Berdasarkan Gambar 10 di samping, asam lemah mengalami ionisasi sebagian dalam air sehingga dalam larutan asam lemah terdapat molekul asam lemah, proton, dan ion negatif sisa asam. Asam lemah memiliki derajat ionisasi $0 < \alpha < 1$.

Tabel 2. Contoh Asam Lemah dan Reaksi Ionisasinya dalam Air

Rumus Kimia Asam Lemah	Nama Asam Lemah	Reaksi Ionisasi dalam Pelarut Air
CH ₃ COOH	Asam Asetat	CH ₃ COOH(aq) \rightleftharpoons H ⁺ (aq) + CH ₃ COO ⁻ (aq)
HCN	Asam Sianida	HCN(aq) \rightleftharpoons H ⁺ (aq) + CN ⁻ (aq)
H ₂ S	Asam Sulfida	H ₂ S (aq) \rightleftharpoons 2H ⁺ (aq) + S ²⁻ (aq)
HF	Asam Fluorida	HF (aq) \rightleftharpoons H ⁺ (aq) + F ⁻ (aq)

Jika asam lemah HA dilarutkan dalam air, molekul HA tersebut akan terionisasi membentuk ion-ion H⁺ dan A⁻. Namun pada waktu bersamaan, ion-ion tersebut bereaksi kembali membentuk molekul HA sehingga tercapai keadaan kesetimbangan. Persamaan reaksinya adalah sebagai berikut.



Reaksi ionisasi asam lemah HA dalam air membentuk keadaan kesetimbangan sehingga memiliki nilai tetapan kesetimbangan. Tetapan kesetimbangan untuk asam lemah disebut tetapan ionisasi asam (*K_a*). Rumusnya adalah sebagai berikut.

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

3) Basa Kuat



Basa kuat dapat dijumpai dengan mudah dalam kehidupan sehari-hari. Basa kuat seperti natrium hidroksida dan kalium hidroksida umumnya digunakan dalam pembuatan sabun dan detergen.

Basa kuat terionisasi sempurna dalam pelarut air menghasilkan kation logam dan ion OH⁻. Dengan demikian, basa kuat memiliki $\alpha = 1$.

Pada Gambar 12 di samping, natrium hidroksida terionisasi sempurna dalam air menghasilkan ion hidroksida dan kation logam natrium.



Sumber: chemistryhungergames.weebly.com

Gambar 12. Ionisasi Basa Kuat NaOH dalam Air

Tabel 3. Contoh Basa Kuat dan Reaksi Ionisasinya dalam Air

Rumus Kimia Basa Kuat	Nama Basa Kuat	Reaksi Ionisasi dalam Pelarut Air
NaOH	Natrium Hidroksida	$\text{NaOH}(s) \rightarrow \text{Na}^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$
KOH	Kalium Hidroksida	$\text{KOH}(s) \rightarrow \text{K}^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Kalsium Hidroksida	$\text{Ca}(\text{OH})_2(s) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(aq) + 2\text{OH}^-(aq)$
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Barium Hidroksida	$\text{Ba}(\text{OH})_2(s) \rightarrow \text{Ba}^{2+}(aq) + 2\text{OH}^-(aq)$

4) Basa Lemah



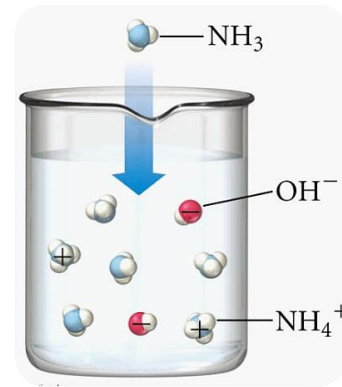
Sumber: www.omdesign567.wordpress.com

Gambar 13. Contoh Basa Lemah dalam Kehidupan Sehari-hari

Basa lemah berperan penting dalam kehidupan sehari-hari. Contohnya seperti magnesium hidroksida dan aluminium hidroksida yang terkandung dalam obat nyeri lambung (antasid), amonia yang digunakan sebagai pelarut desinfektan (pencegah terjadinya infeksi) dan bahan baku pupuk urea.

Basa lemah mengalami ionisasi sebagian dalam air. Oleh karena itu, dalam larutan basa lemah terdapat molekul basa lemah, kation logam dan ion OH⁻. Basa lemah memiliki derajat ionisasi $0 < \alpha < 1$.

Pada Gambar 13 di samping, amonia terionisasi sebagian dalam air. Dalam larutan basa lemah terdapat molekul basa lemah amonia, kation NH₄⁺, dan ion OH⁻



Sumber: chemistryhungergames.weebly.com

Gambar 14. Ionisasi Basa Lemah NH₃ dalam Air

Tabel 4. Contoh Basa Lemah dan Reaksi Ionisasinya dalam Air

Rumus Kimia Basa Lemah	Nama Basa Lemah	Reaksi Ionisasi dalam Pelarut Air
NH ₃	Amonia	$\text{NH}_3(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$
Al(OH) ₃	Aluminium hidroksida	$\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3\text{OH}^-(\text{aq})$
Fe(OH) ₃	Besi (III) hidroksida	$\text{Fe}(\text{OH})_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$

Jika basa lemah BOH dilarutkan dalam air, molekul BOH tersebut akan terionisasi membentuk ion-ion B⁺ dan OH⁻. Namun pada waktu bersamaan, ion-ion tersebut bereaksi kembali membentuk molekul BOH sehingga tercapai keadaan kesetimbangan. Persamaan reaksinya adalah sebagai berikut.



Reaksi ionisasi basa lemah BOH dalam air membentuk keadaan kesetimbangan sehingga memiliki nilai tetapan kesetimbangan. Tetapan kesetimbangan untuk basa lemah disebut tetapan ionisasi basa (*K_b*). Rumusnya adalah sebagai berikut.

$$K_b = \frac{[\text{B}^+][\text{OH}^-]}{[\text{BOH}]}$$

3. Indikator Asam Basa

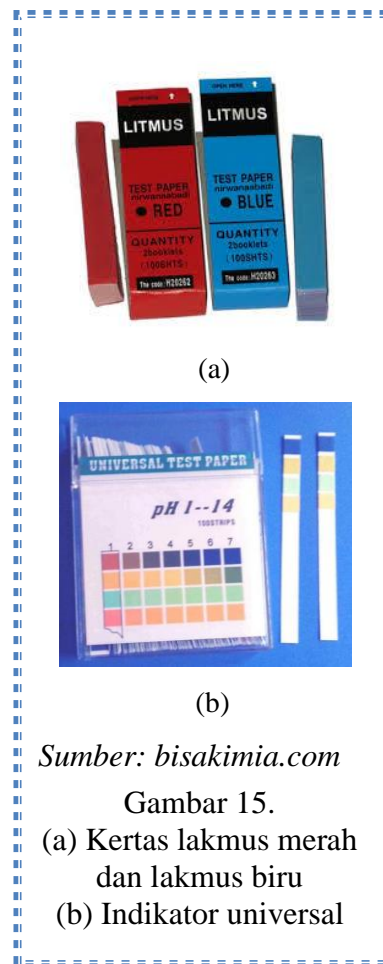
Indikator asam basa merupakan zat yang digunakan untuk menentukan sifat asam basa larutan. Indikator asam basa terdiri atas indikator buatan dan indikator alami. Indikator buatan adalah molekul organik yang memberikan warna tertentu pada pH tertentu. Contohnya kertas lakmus dan indikator universal.

Kertas lakmus merupakan indikator yang dapat membedakan sifat asam dan basa suatu larutan. Pada kertas lakmus terdapat senyawa organik yang dapat berubah warna pada kondisi asam atau basa. Kertas lakmus merah akan berubah menjadi warna biru jika dicelupkan ke dalam larutan basa. Kertas lakmus biru akan berubah menjadi merah jika dicelupkan ke dalam larutan asam, seperti ditunjukkan pada Tabel 5.

Tabel 5. Perubahan Warna Kertas Lakmus dalam Larutan

Larutan	Lakmus Merah	Lakmus Biru
Asam	Merah	Merah
Basa	Biru	Biru
Netral	Merah	Biru

Indikator alami merupakan indikator asam basa yang berasal dari bahan alami seperti tumbuh-tumbuhan. Tumbuh-tumbuhan yang dapat digunakan untuk menentukan sifat asam basa larutan seperti kunyit, kol ungu, bunga kembang sepatu, bunga mawar, wortel, dan bunga *bougenville*.



Gambar 15.
(a) Kertas lakmus merah dan lakmus biru
(b) Indikator universal



Gambar 16. Tumbuh-tumbuhan yang dapat Digunakan Sebagai Indikator Alami

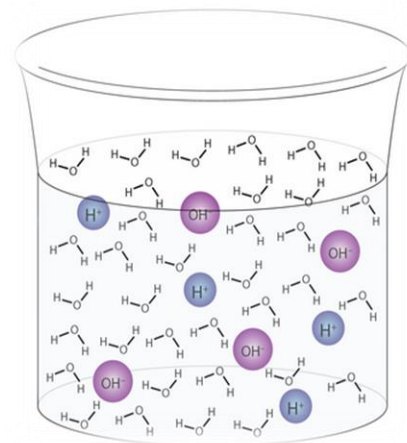
4. Tetapan Kesetimbangan Air (K_w)



Sumber: www.123rf.com
Gambar 17. Air

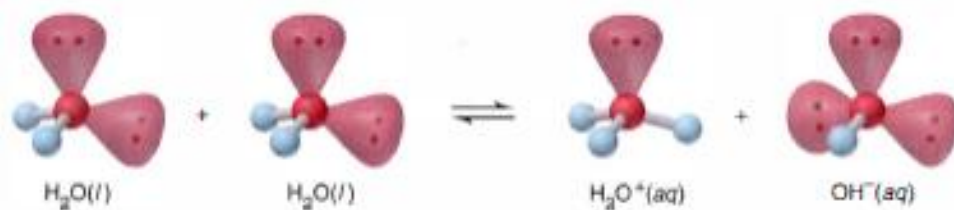
Air merupakan pelarut universal. Molekul air dapat bereaksi dengan molekul air lainnya membentuk ion-ion H^+ dan OH^- pada reaksi kesetimbangan yang disebut dengan reaksi autoionisasi.

Pada Gambar 19 di samping, molekul air bereaksi dengan molekul air lainnya membentuk ion H^+ dan OH^- . Dalam air murni, jumlah konsentrasi ion H^+ sama dengan jumlah konsentrasi ion OH^- .



Sumber: www.peoi.org
Gambar 19. Autoionisasi Air

Persamaan reaksi autoionisasi air adalah sebagai berikut.



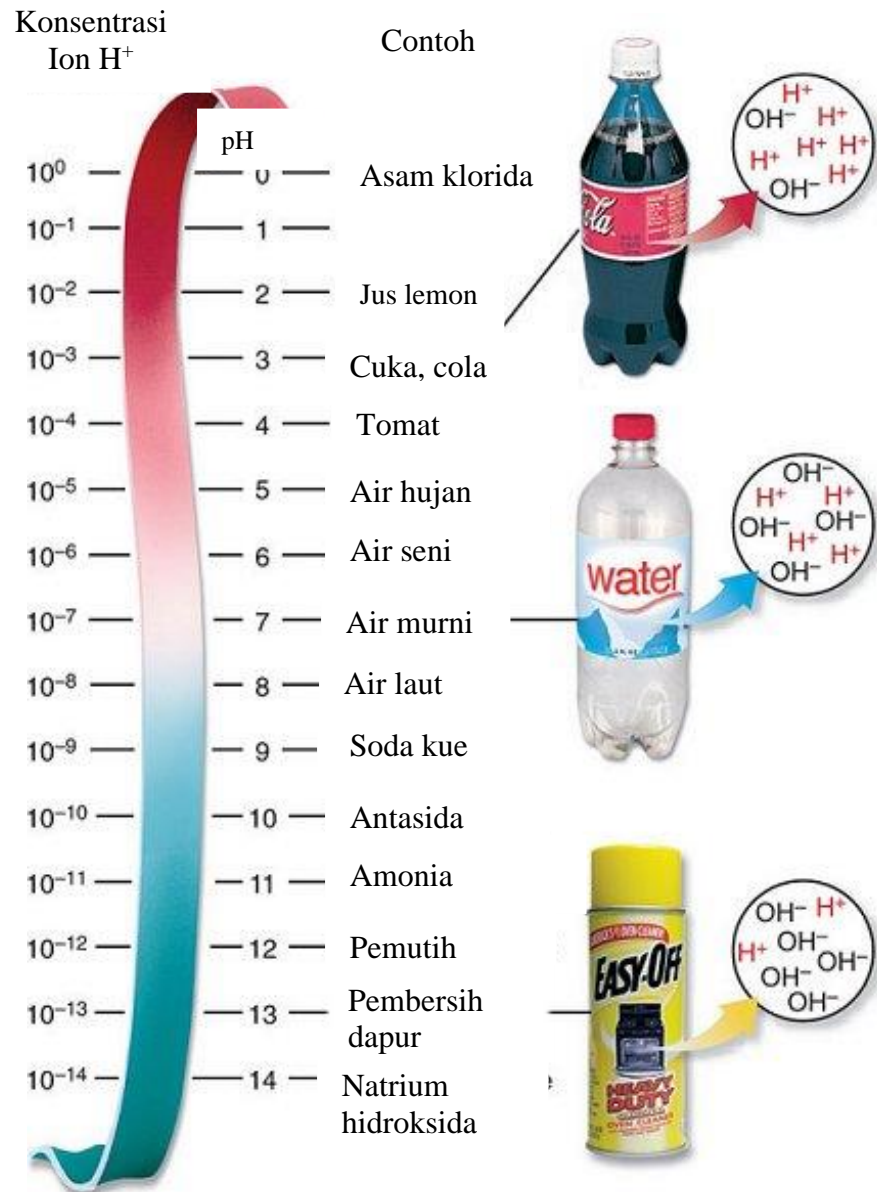
Sumber: Whitten, dkk., 2014
Gambar 18. Reaksi Autoionisasi Air

Konstanta kesetimbangan reaksi autoionisasi air dilambangkan dengan K_w .

$$K_w = [H_3O^+][OH^-] = 1,0 \times 10^{-14} \text{ (pada } 25^\circ C \text{)}$$

5. Derajat Keasaman dan Kebasaan Larutan

Berbagai larutan yang sering dijumpai dalam kehidupan sehari-hari memiliki pH yang berbeda-beda.



Sumber: www.schoolbag.info

Gambar 19. Contoh berbagai Larutan dan pH-nya

Konsentrasi ion H^+ dan ion OH^- hasil ionisasi air sangat kecil, maka untuk memudahkan perhitungan digunakan notasi pH dan pOH. Notasi pH menyatakan derajat keasaman suatu larutan sedangkan notasi pOH menyatakan derajat kebasaan suatu larutan.

pH didefinisikan sebagai negatif logaritma konsentrasi molar ion H^+ dalam suatu larutan. pOH didefinisikan sebagai negatif logaritma konsentrasi molar ion OH^- . Dalam bentuk matematis ditulis sebagai berikut.

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [H^+] \\ \text{pOH} &= -\log [OH^-] \end{aligned}$$

Hubungan antara pH dan pOH diturunkan dari persamaan tetapan ionisasi air (K_w) pada suhu 25°C sebagai berikut.

$$\begin{aligned} [H^+][OH^-] &= K_w \\ -\log ([H^+][OH^-]) &= -\log K_w \\ (-\log [H^+] + (-\log [OH^-])) &= -\log 10^{-14} \\ \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \end{aligned}$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} \quad \text{dan} \quad \text{pOH} = 14 - \text{pH}$$

Dari uraian di atas dapat disimpulkan bahwa:

- Larutan bersifat netral, jika $[H^+] = [OH^-]$ atau $\text{pH} = \text{pOH} = 7$
- Larutan bersifat asam, jika $[H^+] > [OH^-]$ atau $\text{pH} < 7$
- Larutan bersifat basa, jika $[H^+] < [OH^-]$ atau $\text{pH} > 7$

1) Perhitungan pH asam kuat

Asam kuat terionisasi sempurna dalam pelarut air. Konsentrasi ion $[H^+]$ asam kuat bergantung pada konsentrasi asam (M_a) dan koefisien reaksi ionisasinya (valensi asam).

$$[H^+] = M_a \times \text{valensi asam}$$

Dengan demikian, pH basa lemah dapat dihitung menggunakan rumus berikut.

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log [OH^-] \\ \text{pH} &= 14 - \text{pOH} \end{aligned}$$

B. Teori Asama Basa Bronsted-Lowry



Sumber: www.study.com
 Gambar 21. Bronsted-Lowry

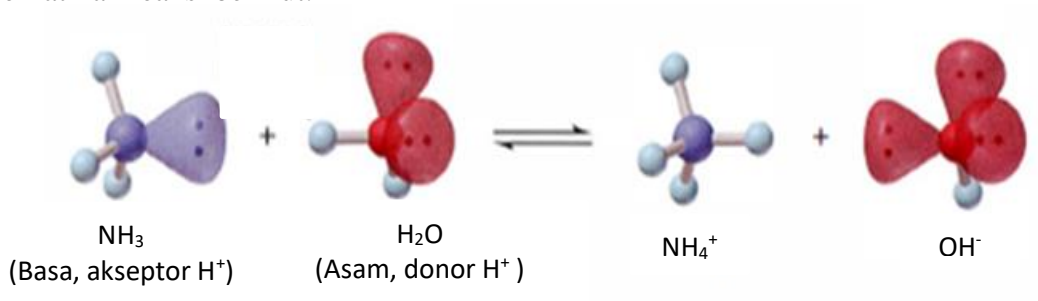
Menurut teori asam basa Bronsted-Lowry, asam adalah spesi yang menyumbangkan (donor) proton sedangkan basa adalah spesi yang menerima (akseptor) proton.



Sumber: www.peoi.org
 Gambar 22. Larutan Amonia dalam Air

Fenomena reaksi asam basa Bronsted-Lowry ditunjukkan pada larutan amonia dalam air yang disajikan pada Gambar 22 di samping.

Perhatikan reaksi berikut.



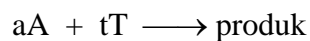
Pada reaksi di atas, molekul NH_3 menerima satu proton dari molekul H_2O . Jadi, NH_3 adalah basa Bronsted-Lowry sedangkan H_2O merupakan asam Bronsted-Lowry. Pada reaksi dari arah kanan ke kiri, ion NH_4^+ adalah pemberi proton kepada ion OH^- sehingga ion NH_4^+ bertindak sebagai asam Bronsted-Lowry, sedangkan ion OH^- bertindak sebagai basa Bronsted-Lowry karena menerima proton dari ion NH_4^+ .

D. Teknik Kerja Titrasi Penetralan

Deskripsi

Analisis titrimetri atau analisa volumetri adalah analisa kuantitatif dengan mereaksikan suatu zat yang dianalisis dengan larutan standar (standar) yang telah diketahui konsentrasinya secara teliti, dan reaksi antara zat yang dianalisis dan larutan standar tersebut berlangsung secara kuantitatif.

Analisa titrimetri merupakan satu bagian utama kimia analisis dan perhitungannya berdasarkan hubungan stoikiometri sederhana dari reaksi-reaksi kimia.



dimana a molekul analit A, bereaksi dengan t molekul reagensia T. Reagensia T disebut **titran**, ditambahkan sedikit-demi sedikit, biasanya dari dalam buret. Larutan dalam buret bisa berupa larutan standar yang konsentrasinya diketahui dengan cara standarisasi ataupun larutan dari zat yang akan ditentukan konsentrasinya. Penambahan titran diteruskan sampai jumlah T yang secara kimia setara atau ekuivalen dengan A, maka keadaan tersebut dikatakan telah mencapai titik ekuivalensi atau disingkat TE dari titrasi itu. Namun kapan tepatnya tercapai suatu titik ekuivalensi tidak dapat dilihat secara kasat mata. Untuk mengetahui kapan penambahan titran itu harus dihentikan, digunakanlah suatu zat yang disebut indikator yang dapat menunjukkan terjadinya kelebihan titran dengan perubahan warna. Perubahan warna ini bisa tepat atau tidak tepat pada titik ekuivalensi. Titik dalam titrasi pada saat indikator berubah warna disebut titik akhir titrasi atau disingkat TA, idealnya adalah titik akhir titrasi sedekat mungkin dengan titik ekuivalensi sehingga pemilihan indikator yang tepat merupakan salah satu aspek yang penting dalam analisis Volumetri (Titrimetri) untuk mengimpitkan kedua titik tersebut.



Gambar 24. Proses Titrasi

Berdasarkan reaksi kimia yang berperan sebagai dasar dalam analisis titrimetri, maka metoda analisa Titrimetri dikelompokkan dalam empat jenis, yaitu ;

1. Reaksi Asam-basa
2. Reaksi Oksidasi – Reduksi
3. Reaksi Pengendapan
4. Reaksi Pembentukan Kompleks

Berdasarkan cara titrasinya, titrimetri dikelompokkan menjadi:

1. Titrasi langsung. Cara ini dilakukan dengan melakukan titrasi langsung terhadap zat yang akan ditetapkan.
2. Titrasi tidak langsung. Cara ini dilakukan dengan cara penambahan titran dalam jumlah berlebihan, kemudian kelebihan titran dititrasi dengan titran lain, volume titrasi yang didapat menunjukkan jumlah ekuivalen dari kelebihan titran, sehingga diperlukan titrasi blanko. Larutan blanko adalah larutan yang berisi semua pereaksi yang digunakan tanpa sampel.

Syarat reaksi yang harus dipenuhi dalam analisis Titrimetri adalah:

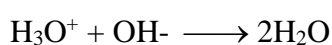
1. Reaksi harus berjalan sesuai dengan suatu persamaan reaksi tertentu. Tidak boleh ada reaksi samping.
2. Harus ada perubahan yang terlihat pada saat titik ekuivalen tercapai, baik secara kimia maupun fisika.

3. Harus ada indikator yang cocok untuk menentukan titik akhir titrasi, jika reaksi tidak menunjukkan perubahan kimia atau fisika. Indikator potensiometrik dapat digunakan pula.
4. Reaksi harus berlangsung cepat, sehingga titrasi dapat dilakukan dalam beberapa menit.

Dalam bahan makanan banyak mengandung senyawa yang bersifat asam ataupun basa, misalnya asam askorbat dalam buah-buahan, asam asetat dalam cuka, senyawa karbonat dalam minuman dan lain-lain. Komponen utama cuka yang terdapat di pasaran adalah asam asetat walaupun terdapat sedikit asam lain di dalamnya. Biasanya kadar total asam dalam cuka dinyatakan dengan konsentrasi asam asetat. Dalam beberapa kasus kadar asam asetat yang terdapat di dalam larutan cuka tersebut tidak sesuai dengan nilai konsentrasi asam asetat yang tercantum dalam kemasan cuka tersebut.

Untuk menentukan kadar senyawa-senyawa tersebut dapat dilakukan analisis dengan menggunakan metode titrasi berdasarkan reaksi penetralan (asam basa). Sebelum melakukan titrasi penetralan perlu memahami prinsip dasar reaksi penetralan yaitu reaksi antara ion hidrogen yang berasal dari asam dengan ion hidroksida yang berasal dari basa sehingga menghasilkan air yang bersifat netral. Setelah memahami prinsip dasar titrasi penetralan kemudian melakukan pemilihan larutan standar yang akan digunakan untuk mentitrasi sampel, melakukan standarisasi larutan standar, melakukan titrasi sampel dan melakukan perhitungan kadar sampel serta bagaimana membuat laporan hasil titrasi. Untuk mengetahui kapan suatu titrasi berakhir (titik akhir titrasi) maka diperlukan suatu indikator. Indikator yang digunakan harus dipilih agar trayek pH indikator sesuai dengan trayek pH titrasi pada saat titik ekuivalen tercapai sehingga titik akhir titrasi dapat ditentukan dengan tepat pada saat indikator tepat berubah warna dan tidak berubah lagi warnanya setelah beberapa detik.

Titrasi penetralan didasarkan pada reaksi netralisasi proton (asam) oleh ion hidroksil (basa) atau sebaliknya :



Yang termasuk ke dalam titrimetri penetralan adalah Asidimetri (kadar suatu sampel basa ditetapkan dengan larutan standar asam) dan alkalimetri (kadar suatu sampel asam

ditetapkan dengan larutan standar basa). Reaksi netralisasi yakni reaksi antara ion hidrogen yang berasal dari asam dengan ion hidroksida yang berasal dari basa untuk menghasilkan air yang bersifat netral. Netralisasi dapat juga dikatakan sebagai reaksi antara donor proton (asam) dengan penerima proton (basa).



Asidimetri merupakan penetapan kadar secara kuantitatif terhadap senyawa-senyawa yang bersifat basa dengan menggunakan baku asam, pada prakteknya, zat baku asam berada dalam buret atau sebagai titran, sedangkan analitnya berada di labu erlemeyer. sebaliknya alkalimetri adalah penetapan kadar senyawa-senyawa yang bersifat asam (di erlemeyer) dengan menggunakan baku basa (di buret).

a. Larutan Standar

Larutan standar adalah larutan yang dibuat dan diketahui konsentrasinya secara teliti.

Larutan standar dikelompokkan menjadi larutan standar primer dan sekunder. Larutan standar primer adalah larutan baku yang konsentrasinya dapat langsung diketahui dari berat bahan yang sangat murni yang dilarutkan dan volume larutannya diketahui.

Larutan standar sekunder yaitu larutan baku yang konsentrasinya tidak diketahui dengan pasti karena bahan yang digunakan untuk membuat larutan tersebut memiliki kemurnian yang rendah. Syarat-syarat larutan standar primer adalah sebagai berikut:

- 1) Kemurnian tinggi atau mudah dimurnikan (misalnya dengan dikeringkan) dan mudah dipertahankan dalam keadaan murni
- 2) Zat harus mudah diperoleh (tersedia dengan mudah)
- 3) Zat harus tidak berubah dalam udara selama penimbangan (stabil terhadap udara)
- 4) Bukan kelompok hidrat
- 5) Zat mempunyai berat ekuivalen yang tinggi
- 6) Zat mudah larut
- 7) Jika suatu reagensia tersedia dalam keadaan murni, suatu larutan dengan normalitas tertentu disiapkan hanya dengan menimbang satu ekuivalen atau kelipatan dari satu ekuivalen, melarutkannya dalam pelarut, biasanya air dan mengencerkan larutan sampai volume yang diketahui. Pada prakteknya lebih mudah untuk menyiapkan larutan standar tersebut lebih pekat daripada yang diperlukan, kemudian mengencerkannya dengan air suling sampai diperoleh

normalitas yang dikehendaki. Jika N_1 adalah normalitas yang diperlukan, V_1 Volume setelah pengenceran, N_2 normalitas yang semula dan V_2 volume semula yang dipakai maka : $V_1N_1 = V_2N_2$

Beberapa contoh zat yang dapat diperoleh dalam keadaan kemurnian tinggi, sehingga cocok untuk larutan standar primer diantaranya adalah: natrium karbonat, kalium hidrogenftalat, asam benzoat, natrium tetraborat, asam sulfamat, kalium hidrogen iodat, natrium oksalat, perak, natrium klorida, kalium klorida, iod, kalium bromat, kalium iodat, kalium dikromat dan arsen (II) oksida.

Bila reagensia tidak tersedia dalam bentuk murni misalnya hidroksida alkali dan beberapa asam anorganik, maka mula-mula siapkan larutan dengan normalitas mendekati yang diperlukan kemudian larutan tersebut harus distandarkan dengan titrasi terhadap larutan dari zat murni dengan konsentrasi yang diketahui. Beberapa contoh larutan standar sekunder yang harus distandarkan terhadap larutan standar primer diantaranya adalah: larutan asam klorida, natrium hidroksida, kalium hidroksida, barium hidroksida, kalium permanganat, amonium tiosianat, kalium tiosianat dan natrium tiosulfat.

Untuk pekerjaan-pekerjaan yang bersifat rutin, sebagai penitrasi sampel asam biasanya dipakai larutan NaOH yang merupakan larutan standar sekunder, sedangkan untuk menitrasi larutan sampel basa digunakan larutan HCl yang juga adalah larutan sekunder. Larutan-larutan NaOH dan HCl disebut sebagai “larutan kerja” (*working solution*) yang harus dibakukan (distandarisasi) oleh larutan-larutan standar primernya masing-masing. Konsentrasi-konsentrasi larutan yang digunakan umumnya sekitar 0,1000 N atau 0,1000 M)

Dapatkah larutan standar primer digunakan untuk mentitrasi sampel? Apakah lebih efektif penggunaan larutan standar primer untuk mentitrasi sampel dibandingkan menggunakan larutan standar sekunder ?

Larutan standar NaOH biasanya distandarisasi oleh larutan standar primer seperti asam oksalat atau kalium dihidrogen ptalat. Larutan HCl biasanya distandarisasi oleh Larutan Standar primer seperti boraks atau dinatrium karbonat. Larutan standar primer yang digunakan secara meluas untuk menstandarisasi larutan basa adalah kalium

2,2-dihydrogenphthalat disingkat KHP ($\text{KHC}_8\text{H}_4\text{O}_4$), asam sulfamat (HSO_3NH_2) dan kalium 2,2-dihydrogen iodat ($\text{KH}(\text{IO}_3)_2$), sedangkan larutan standar primer yang lazim digunakan untuk menstandarisasi larutan asam adalah natrium karbonat (Na_2CO_3), dan tris(hidroksimetil)aminometana ($(\text{CH}_2\text{OH})_3\text{CNH}_2$)

Cara Menentukan Titik Ekuivalensi Atau TE

Ada dua cara umum untuk menentukan titik ekuivalen atau TE pada titrasi asam basa.

- 1) Memakai pH meter untuk memonitor perubahan pH selama titrasi dilakukan, kemudian membuat plot antara pH dengan volume titran untuk memperoleh kurva titrasi. Titik tengah dari kurva titrasi tersebut adalah “titik ekuivalen”.
- 2) Memakai indikator asam basa. Indikator ditambahkan pada titrant sebelum proses titrasi dilakukan. Indikator ini akan berubah warna ketika titik ekuivalen telah terlewati, pada saat indikator mulai berubah warna inilah titik akhir titrasi tercapai maka proses titrasi kita hentikan.

Pada umumnya cara kedua dipilih disebabkan kemudahan pengamatan, tidak diperlukan alat tambahan, dan sangat praktis.

Untuk memperoleh ketepatan hasil titrasi maka titik akhir titrasi dipilih sedekat mungkin dengan titik ekuivalen, hal ini dapat dilakukan dengan memilih indikator yang tepat dan sesuai dengan titrasi yang akan dilakukan.

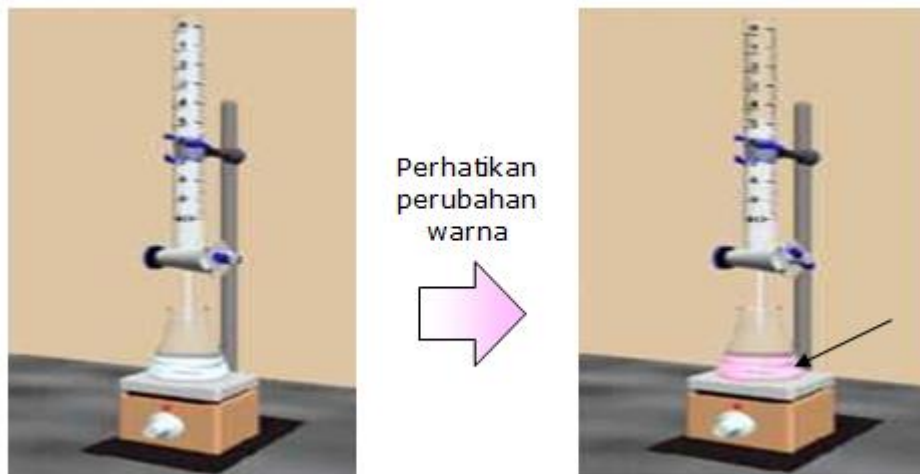
Keadaan dimana titrasi dihentikan dengan cara melihat perubahan warna indikator disebut sebagai “titik akhir titrasi” atau sering disingkat TA titrasi.

b. Larutan Indikator

Bagaimana kita mengetahui bahwa titrasi yang kita lakukan telah selesai? Untuk mengetahui kapan asam dan basa tepat bereaksi (ekuivalen) dapat digunakan indikator. Dalam prakteknya titrasi dihentikan pada saat indikator (larutan) berubah warna. Menurut W. Ostwald, indikator adalah suatu senyawa indikator kompleks dalam bentuk asam (HIn) atau dalam bentuk basa (InOH) yang mampu berada dalam keadaan dua macam bentuk warna yang berbeda dan dapat saling berubah warna dari bentuk satu ke bentuk yang lain pada konsentrasi H^+ tertentu atau pada pH tertentu.

Indikator untuk suatu titrasi dipilih sedemikian rupa sehingga pH pada titik ekuivalen berada pada rentang pH indikatornya. Jalannya proses titrasi netralisasi dapat diikuti

dengan melihat perubahan pH larutan selama titrasi. Seperti diketahui, warna indikator asam-basa tergantung pada pH larutan. pH pada saat asam dan basa tepat ekuivalen disebut titik ekuivalen. Titik ekuivalen ini tergantung pada kekuatan asam dan basa yang direaksikan. Pemilihan indikator menjadi hal yang sangat penting agar perubahan warna tepat pada saat dan di sekitar titik ekuivalen supaya kesalahan titrasi sekecil-kecilnya. Dapatkan titik akhir titrasi tepat sama dengan titik ekuivalennya?



Gambar 15. Perubahan warna indikator dalam larutan sebelum dan setelah titik akhir

Untuk menentukan titik akhir titrasi digunakan indikator. Banyak asam dan basa organik lemah yang bentuk ion dan bentuk tak terdisosiasinya menunjukkan warna yang berlainan. Molekul-molekul semacam itu dapat digunakan untuk menetapkan kapan telah ditambahkan cukup titran dan disebut indikator tampak (visual indikator).

Tabel 1 menunjukkan berbagai indikator asam basa serta perubahan warnanya pada rentang pH tertentu.

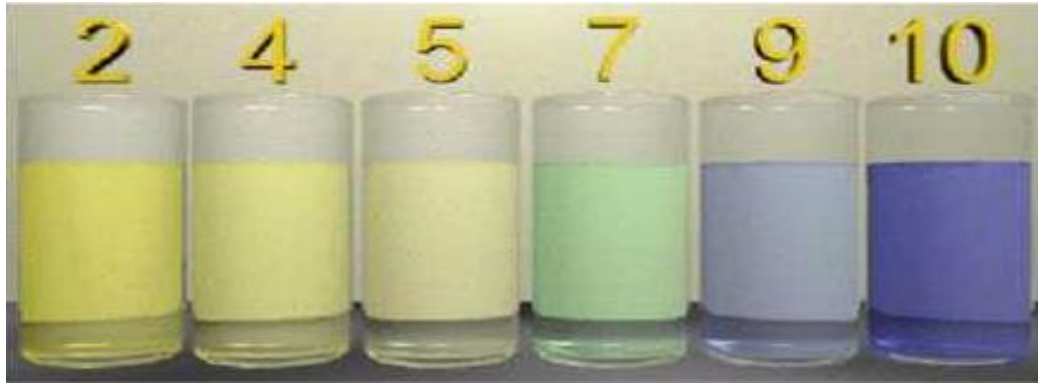
Tabel 1. Indikator asam - basa

Nama Indikator	Warna Asam	Warna Basa	Rentang perubahan pH
Biru timol	Merah	Kuning	1,3 – 3,0
Kuning metil	Merah	Kuning	2,9 – 4,0
Jingga metil	Merah	Kuning jingga	3,1 – 4,4
Biru brom fenol	Kuning	Pink	3,0 – 4,6
Hijau brom kresol	Kuning	Biru	4,8 – 5,4
Metil merah	Merah	Kuning	4,2 – 6,2
Biru brom timol	Kuning	Biru	6,0 – 7,6
Merah fenol	Kuning	Merah	6,4 – 8,0
Fenolftalein	Tidak berwarna	Pink	8,0 – 10,0
Timolftalein	Tidak berwarna	Biru	8,3 – 10,5



Sumber: <http://blogspot.com>

Gambar 2. Perubahan warna pada indikator Fenolftalein pada berbagai nilai pH



Sumber: <http://blogspot.com>

Gambar 3. Perubahan warna pada indikator Brom Timol Biru pada berbagai nilai pH



Sumber: <http://blogspot.com>

Gambar 4. Perubahan warna pada indikator Metil Merah pada berbagai nilai pH

c. Penyiapan Larutan Indikator

Biasanya larutan indikator untuk persediaan mengandung 0,5 – 1 gram indikator per liter pelarut. Jika zat itu dapat larut dalam air, misalnya garam natrium maka pelarutnya adalah air. Selain air, pelarut yang sering digunakan adalah etanol 70-90 persen.

Untuk beberapa tujuan diperlukan suatu perubahan warna yang tajam pada satu jangka pH yang sempit dan terpilih, hal tersebut tidak mudah terlihat bila menggunakan indikator asam-basa yang biasa karena perubahan warna merentang sepanjang dua satuan pH. Untuk keperluan tersebut digunakan campuran indikator yang sesuai, sehingga nilai pK' In keduanya berada dekat satu sama lain dan warna-

warna yang bertindihan adalah komplementer pada suatu nilai pH pertengahan. Contoh campuran indikator dan kegunaannya adalah campuran biru timol dan merah kresol yang digunakan untuk menitrasi karbonat ke tahap hidrogen karbonat. Berubah dari kuning menjadi violet pada pH 8,3.

Untuk titrasi asam lemah dengan basa lemah atau sebaliknya, penggunaan indikator asam basa tidak menghasilkan suatu perubahan warna yang jelas. Untuk titrasi-titrasi tersebut harus digunakan cara-cara instrumental, seperti konduktometri (adalah dengan cara mengukur nilai hantaran listrik larutan), potensiometri (adalah dengan cara mengukur nilai potensial atau volt larutan), dan spektrometri (adalah analisis yang menggunakan bantuan cahaya).

d. Jenis titrasi asam-basa

- 1) Asam Kuat dengan Basa Kuat
- 2) Asam Kuat dengan Basa Lemah
- 3) Asam Lemah dengan Basa Lemah
- 4) Asam Lemah dengan Basa Kuat
Asam kuat dan Basa kuat terdisosiasi lengkap dalam larutan air, jadi pH pada berbagai titik (volume titran) selama titrasi dapat dihitung langsung dari kuantitas stoikiometri asam dan basa yang bereaksi. Perubahan besar pada pH selama titrasi digunakan untuk menentukan kapan titik kesetaraan itu dicapai.

Pembuatan suatu kurva titrasi dapat membantu pemahaman untuk menentukan apakah suatu reaksi dapat digunakan dalam suatu titrasi, selain itu kurva titrasi ini juga dapat membantu dalam mempertimbangkan kelayakan suatu titrasi dan pemilihan indikator yang tepat. Kurva titrasi terdiri dari suatu alur pH (pOH) sebagai sumbu Y terhadap mililiter titran sebagai sumbu X.

Untuk membuat suatu kurva titrasi lakukan hal berikut :

Larutan HCl 0,1 M sebanyak 50 ml dititrasi dengan NaOH 0,1 M. Hitunglah pH pada awal titrasi (volume titran = 0), setelah penambahan titran NaOH (volume titran = 10 mL) sampai tercapai titik ekuivalen (volume titran = 50 mL) dan titik akhir titrasi (volume titran = 60 mL) kemudian buatlah kurva titrasinya dengan mengalurkan pH terhadap volume titran.

Asam kuat dan basa kuat terdisosiasi dengan lengkap dalam larutan air sehingga pH pada berbagai titik selama titrasi dapat dihitung langsung dari kuantitas stoikiometri asam dan basa. Pada titik kesetaraan (ekivalen) pH ditetapkan oleh disosiasi air pada

25 °C pH air murni adalah 7,00.

1) pH awal.

HCl adalah asam kuat dan terdisosiasi dengan lengkap

jadi $[H_3O^+] = 0,1$

$$pH = 1,00$$

2) pH setelah penambahan 10 ml NaOH 0,1 M.

Reaksi yang terjadi selama titrasi adalah :



Tetapan kesetimbangan (K) adalah $1 / K_w$ atau $1,0 \times 10^{14}$. Ini tetapan yang sangat besar yang berarti bahwa reaksi memang berjalan sempurna.

Diawali dengan 50 ml HCl x 0,1 mmol / ml = 5,0 mmol H_3O^+ dan ditambahkan 10 ml NaOH x 0,1 mmol / ml = 1,0 mmol OH^-

Dengan mengandaikan reaksi berjalan lengkap didapat

$$5,0 - 1,0 = 4,0 \text{ mmol } H_3O^+ \text{ berlebih dalam 60 ml larutan.}$$

Jadi

$$[H_3O^+] = \frac{4,0 \text{ mmol}}{60 \text{ ml}} = 6,67 \times 10^{-2} \text{ mmol / ml}$$

$$pH = 2 - \log 6,67 = 1,18$$

Nilai pH untuk volume-volume lain dari titran dapat dihitung dengan cara yang sama.

3) pH pada titik kesetaraan (Ekivalen).

Titik kesetaraan dicapai ketika 50 ml NaOH telah ditambahkan. Karena dalam reaksi HCl dan NaOH tersebut terbentuk garam (NaCl), tidak asam ataupun basa (tidak dihidrolisis), maka larutan tersebut netral $[H_3O^+] = [OH^-] = 1,0 \times 10^{-7}$ jadi pH = 7 seperti dalam air murni.

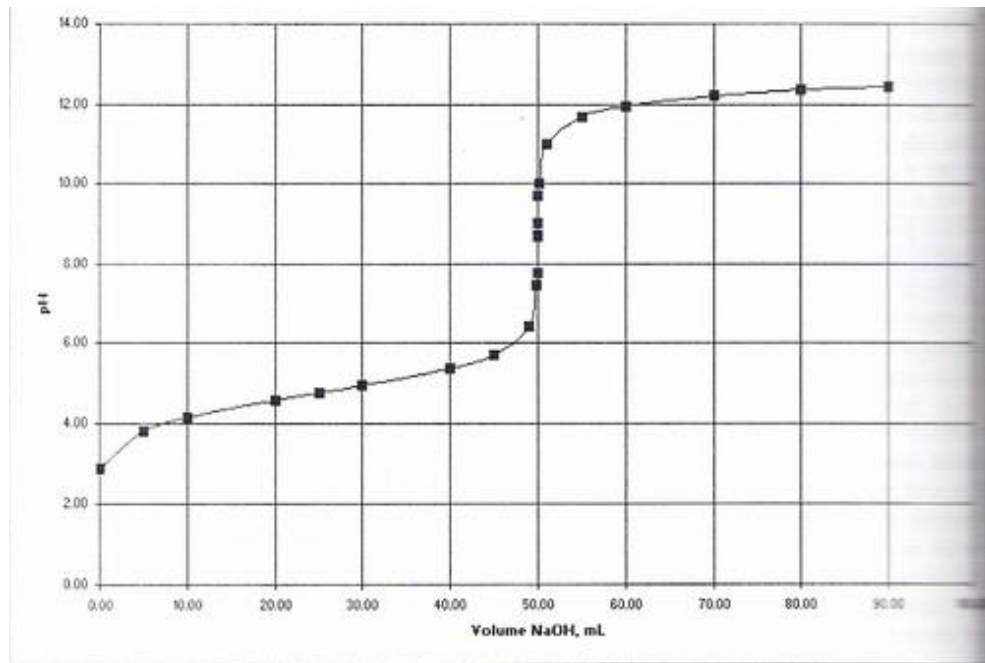
4) pH setelah penambahan 60 ml NaOH

Pada titik ini telah ditambahkan 60 ml NaOH x 0,1 mmol / ml = 6,0 mmol OH^- . Diperoleh $6,0 - 5,0 = 1,0$ mmol / ml OH^- berlebih dalam larutan sebanyak 110 ml. Jadi

$$[\text{OH}^-] = \frac{1,0 \text{ mmol}}{110 \text{ ml}} = 9,1 \times 10^{-3} \text{ mmol / ml}$$

$$\text{pOH} = 3 - \log 9,1 = 2,04$$

$$\text{pH} = 14 - 2,04 = 11,96$$



Gambar 5. Kurva titrasi netralisasi asam kuat dan basa kuat

Pada kurva titrasi di atas, mula-mula nilai pH naik secara lambat kemudian bertambah lebih cepat pada saat menghampiri titik ekuivalen ($\text{pH}=7$). Dari kurva ini juga dapat diketahui bahwa indikator yang dapat dipakai adalah indikator yang mempunyai perubahan warna antara pH 7 – 10 karena kesalahan titrasinya kecil (belum berarti).