

BAB 5

LARUTAN ASAM BASA



Gambar 5.1 Macam-macam Larutan
Sumber: Ensiklopedi Sains dan Kehidupan

Pada bab kelima ini akan dipelajari tentang teori asam basa menurut Arrhenius, konsep asam basa Bronsted-Lowry, teori asam basa Lewis, indikator asam dan basa, kekuatan asam dan basa, pH larutan, berbagai jenis reaksi dalam larutan, reaksi penetralan, dan titrasi asam basa.

Bab 5

Larutan Asam dan Basa

Tujuan Pembelajaran

Setelah merancang dan melakukan percobaan, diharapkan siswa mampu:

1. Menjelaskan pengertian asam dan basa menurut Arrhenius, Bronsted Lowry, dan Lewis.
2. Mengukur pH beberapa larutan asam basa kuat dan lemah.
3. Menyimpulkan hubungan antara besarnya harga pH terhadap kekuatan asam atau basa.
4. Menghubungkan kekuatan asam dan basa dengan derajat ionisasi dan tetapan kesetimbangan ionisasi.
5. Mengamati trayek perubahan serta memperkirakan pH .
6. Mengomunikasikan hasil pengamatan tentang beberapa reaksi dalam larutan elektrolit.
7. Merancang percobaan titrasi asam basa.
8. Melakukan percobaan titrasi asam basa.

Larutan asam dan larutan basa merupakan larutan elektrolit. Larutan tersebut dapat pula dikenali dengan ciri lainnya, yaitu sebagai berikut.

Asam mempunyai rasa masam. Contoh cuka dapur mempunyai rasa masam karena di dalamnya terkandung asam asetat. Vitamin C, rasanya juga masam karena di dalamnya terkandung asam askorbat. Buah jeruk nipis pun mempunyai rasa masam karena mengandung asam sitrat.

Basa mempunyai rasa pahit dan licin bila dipegang. Contohnya, kapur sirih mempunyai rasa pahit dan sabun bila dipegang terasa licin.

Perlu diketahui tidak semua asam dan basa dapat dicicipi. Untuk menentukan larutan asam dan basa diuji dengan menggunakan indikator.



(a)



(b)

Gambar 5.2 (a) Buah jeruk, (b) Sabun

Sumber: *Ensiklopedi Sains dan Kehidupan*



A. Teori Asam dan Basa Menurut Arrhenius

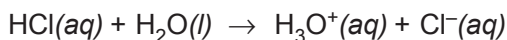
Untuk menjelaskan sifat asam dan basa dapat diterangkan berdasarkan teori asam dan basa menurut Arrhenius.

1. Asam menurut Arrhenius

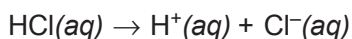
Asam didefinisikan sebagai zat-zat yang dapat memberikan ion hidrogen (H^+) atau ion hidronium (H_3O^+) bila dilarutkan dalam air.

Contoh:

a. Asam klorida dalam air:

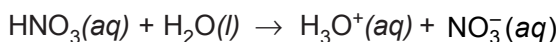


Tetapi untuk menyederhanakan penulisan dapat dituliskan sebagai berikut:

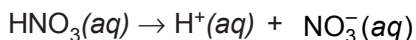


Ion klorida

b. Asam nitrat dalam air:

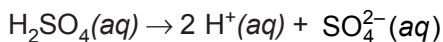


atau:



Ion nitrat

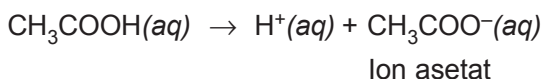
c. Asam sulfat dalam air:



Ion sulfat

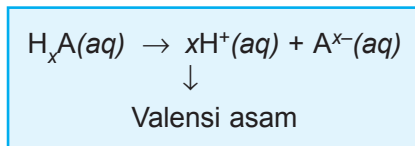
Berdasarkan rumusnya terlihat setiap asam *mengandung unsur hidrogen*. Ciri khas asam ialah dalam pelarut air zat itu mengion menjadi hidrogen yang bermuatan positif (H^+) dan ion lain yang bermuatan negatif yang disebut *sisa asam*. Ion H^+ inilah yang sebenarnya pembawa sifat asam dan yang menyebabkan warna lakmus biru menjadi merah. Jadi, asam adalah senyawa yang jika dilarutkan dalam air menghasilkan ion H^+ .

Tidak semua senyawa hidrogen adalah asam, misalnya, C_2H_5OH . Demikian pula tidak semua hidrogen dalam rumus kimia suatu asam dalam larutan dapat dilepaskan sebagai ion H^+ . Misalnya dalam rumus kimia asam asetat terdapat empat atom hidrogen tetapi satu atom H saja yang dapat dilepaskan sebagai ion H^+ .



Asam yang dalam larutan banyak menghasilkan H^+ disebut asam kuat, sedangkan asam yang sedikit menghasilkan ion H^+ disebut asam lemah.

Sifat kuat atau lemah dari asam dapat diselidiki dengan alat uji elektrolit. Jumlah ion H^+ yang dilepaskan oleh asam disebut *valensi asam*.



Satu molekul asam yang dalam pelarut air dapat memberikan satu ion H^+ disebut *asam monoprotik* dan yang dapat memberikan dua ion H^+ dalam larutannya disebut *asam diprotik*, sedangkan yang dapat memberikan tiga ion H^+ dalam larutannya disebut *asam triprotik*. Berikut ini diberikan beberapa contoh asam monoprotik, diprotik, dan triprotik serta reaksi ionisasinya.

Tabel 5.1 Reaksi ionisasi berbagai larutan asam dalam air

Rumus asam	Nama asam	Reaksi ionisasi	Sisa asam
Asam monoprotik			
HF	asam fluorida	$\text{HF}(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{F}^-(aq)$	F^-
HBr	asam bromida	$\text{HBr}(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{Br}^-(aq)$	Br^-
HCN	asam sianida	$\text{HCN}(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{CN}^-(aq)$	CN^-
HClO_4	asam perklorat	$\text{HClO}_4(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{ClO}_4^-(aq)$	ClO_4^-
HNO_2	asam nitrit	$\text{HNO}_2(aq) \rightarrow \text{H}^+(aq) + \text{NO}_2^-(aq)$	NO_2^-
Asam diprotik			
H_2S	asam sulfida	$\text{H}_2\text{S}(aq) \rightarrow 2 \text{H}^+(aq) + \text{S}^{2-}(aq)$	S^{2-}
H_2SO_3	asam sulfit	$\text{H}_2\text{SO}_3(aq) \rightarrow 2 \text{H}^+(aq) + \text{SO}_3^{2-}(aq)$	SO_3^{2-}
H_2CO_3	asam karbonat	$\text{H}_2\text{CO}_3(aq) \rightarrow 2 \text{H}^+(aq) + \text{CO}_3^{2-}(aq)$	CO_3^{2-}
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	asam oksalat	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4(aq) \rightarrow 2 \text{H}^+(aq) + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}(aq)$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$
H_2SO_4	asam sulfat	$\text{H}_2\text{SO}_4(aq) \rightarrow 2 \text{H}^+(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$	SO_4^{2-}
Asam triprotik			
H_3PO_3	asam fosfit	$\text{H}_3\text{PO}_3(aq) \rightarrow 3 \text{H}^+(aq) + \text{PO}_3^{3-}(aq)$	PO_3^{3-}
H_3PO_4	asam fosfat	$\text{H}_3\text{PO}_4(aq) \rightarrow 3 \text{H}^+(aq) + \text{PO}_4^{3-}(aq)$	PO_4^{3-}
H_3AsO_3	asam arsenit	$\text{H}_3\text{AsO}_3(aq) \rightarrow 3 \text{H}^+(aq) + \text{AsO}_3^{3-}(aq)$	AsO_3^{3-}
H_3AsO_4	asam arsenat	$\text{H}_3\text{AsO}_4(aq) \rightarrow 3 \text{H}^+(aq) + \text{AsO}_4^{3-}(aq)$	AsO_4^{3-}

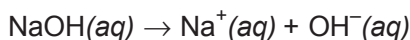
Sumber: Brady, *General Chemistry Principle and Structure*

2. Basa menurut Arrhenius

Basa didefinisikan sebagai zat-zat yang dalam air menghasilkan ion hidroksida (OH^-).

Contoh:

a. Natrium hidroksida dalam air.

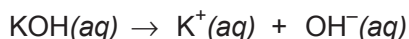


b. Gas amonia dalam air.

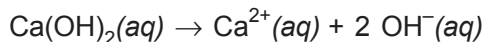
Gas amonia tersebut akan bereaksi dengan air dan setelah itu menghasilkan ion OH^- .



c. Kalium hidroksida dalam air.



d. Karbon hidroksida dalam air.



Berdasarkan contoh persamaan reaksi ionisasi basa di atas dapat diketahui bahwa senyawa basa dalam air akan terionisasi menghasilkan ion OH^- . Dengan demikian, sifat basa disebabkan adanya ion OH^- .

Ion OH^- inilah sebagai pembawa sifat basa yang menyebabkan warna lakmus merah berubah menjadi biru. Basa yang dalam larutan banyak menghasilkan ion OH^- disebut basa kuat, sedangkan yang sedikit menghasilkan ion OH^- disebut basa lemah.

Tidak semua senyawa yang dalam rumus kimianya terdapat gugus hidroksida termasuk golongan basa. Misalnya:

- etil alkohol = $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- metil alkohol = CH_3OH

Gugus hidroksil pada etil alkohol dan metil alkohol tersebut dalam larutan tidak dapat dilepaskan sebagai ion OH^- .



B. Konsep Asam Basa Bronsted dan Lowry

Telah dijelaskan menurut teori asam basa Arrhenius bahwa asam merupakan senyawa hidrogen yang jika dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion H^+ dalam larutan, sedangkan basa adalah suatu senyawa yang bila dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion OH^- dalam larutan. Teori asam basa yang dikemukakan oleh Arrhenius mempunyai kelemahan untuk

menjelaskan fakta-fakta baru yang ditemukan, karena hanya dapat menjelaskan senyawa-senyawa yang memiliki jenis rumus kimia HA untuk asam dan LOH untuk basa. Teori ini tidak dapat menjelaskan bahwa CO_2 dalam air bersifat asam atau NH_3 dalam air bersifat basa.

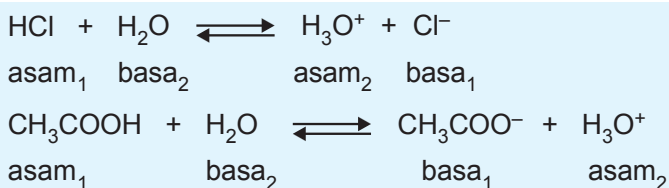
Pada tahun 1923 **Johanes N. Bronsted** dan **Thomas Lowry** mengemukakan teori asam dan basa sebagai berikut.

Asam adalah senyawa yang dapat memberikan proton (H^+) kepada senyawa lain. Disebut juga donor proton.

Basa ialah senyawa yang menerima proton (H^+) dari senyawa lain. Disebut juga akseptor proton.

Dengan menggunakan konsep asam dan basa menurut Bronsted Lowry maka dapat ditentukan suatu zat bersifat asam atau basa dengan melihat kemampuan zat tersebut dalam serah terima proton dalam larutan. Dalam hal ini pelarut tidak terbatas oleh pelarut air saja. Tapi dapat berupa pelarut lain yang sering dijumpai di laboratorium, misalnya alkohol, amonia cair, dan eter.

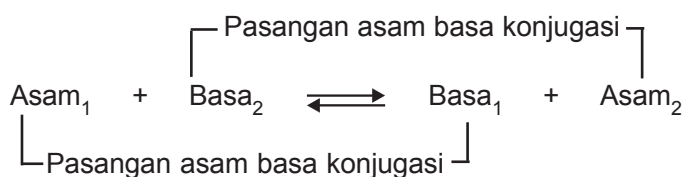
Contoh:



HCl dan CH_3COOH adalah asam karena dapat memberikan ion H^+ (proton) kepada H_2O . HCl dan CH_3COOH disebut donor proton.

Cl^- dan CH_3COO^- adalah basa karena dapat menerima ion H^+ (proton) dari H_3O^+ . Cl^- dan CH_3COO^- disebut akseptor proton. Basa tersebut adalah basa konjugasi. Sementara itu, H_3O^+ adalah asam konjugasi, karena kelebihan proton dibanding zat asalnya. Pasangan HCl dan Cl^- serta CH_3COOH dan CH_3COO^- disebut pasangan asam basa konjugasi.

Secara umum menurut teori asam basa Bronsted Lowry dalam reaksi berlaku:



Tabel 5.2 Beberapa contoh asam basa menurut Bronsted dan Lowry

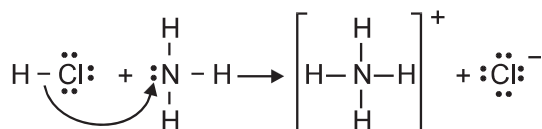
No.	Asam 1		Basa 2	↔	Basa 1		Asam 2
1	HNO ₃	+	NH ₃	↔	NO ₃ ⁻	+	NH ₄ ⁺
2	HCl	+	H ₂ O	↔	Cl ⁻	+	H ₃ O ⁺
3	S ²⁻	+	H ₂ O	↔	HS ⁻	+	OH ⁻
4	CH ₃ NH ₂	+	HCl	↔	CH ₃ NH ₃ ⁺	+	Cl ⁻
5	CH ₃ COOH	+	H ₂ O	↔	CH ₃ COO ⁻	+	H ₃ O ⁺
6	NH ₄ ⁺	+	OH ⁻	↔	NH ₃	+	H ₂ O



C. Teori Asam Basa Lewis

Pada tahun 1923 **G.N. Lewis** seorang ahli kimia dari Amerika Serikat, memperkenalkan teori asam dan basa yang tidak melibatkan transfer proton, tetapi melibatkan penyerahan dan penerimaan pasangan elektron bebas.

Contoh:



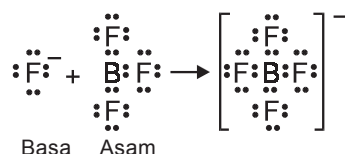
Berdasarkan ini Lewis mengemukakan teori baru tentang asam basa sehingga partikel ion atau molekul yang tidak mempunyai atom hidrogen atau proton dapat diklasifikasikan ke dalam asam dan basa.

1. Pengertian asam basa Lewis

Berdasarkan contoh reaksi asam basa ini Lewis menyatakan bahwa asam adalah suatu molekul atau ion yang dapat menerima pasangan elektron, sedangkan basa adalah suatu molekul atau ion yang dapat memberikan pasangan elektronnya.

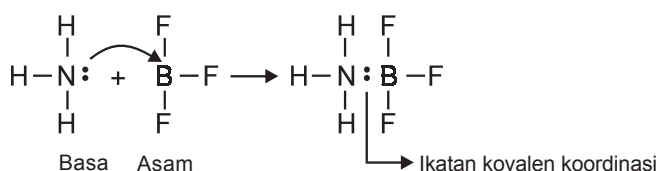
Teori asam basa Lewis dapat digambarkan pada reaksi berikut.

a. Boron trifluorida dan fluor



BF₃ bertindak sebagai asam, dapat menerima pasangan elektron dari F⁻. F⁻ bertindak sebagai basa, dapat memberikan pasangan elektron kepada BF₃.

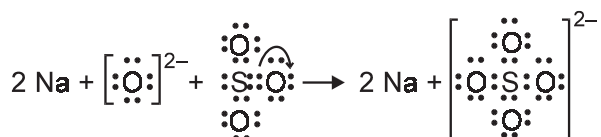
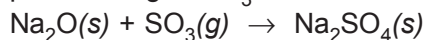
b. Boron trifluorida dengan amonia



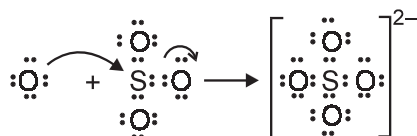
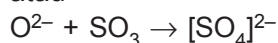
NH₃ menyerahkan pasangan elektron bebasnya kepada molekul BF₃. Menurut teori ini NH₃ bertindak sebagai asam dan BF₃ bertindak sebagai basa. Pada pembentukan senyawanya terjadi ikatan kovalen koordinasi.

c. Reaksi antara Na_2O dan SO_3

Reaksi ini melibatkan reaksi ion oksida O^{2-} dari Na_2O padat dan gas SO_3 .



atau



Pada reaksi tersebut, SO_3 menerima pasangan elektron dari ion O^{2-} pada waktu bersamaan, pasangan elektron ikatan dari $\text{S} = \text{O}$ bergerak ke arah atom O, jadi O^{2-} merupakan basa Lewis dan SO_3 adalah asam Lewis.

2. Keunggulan asam basa Lewis

Beberapa keunggulan asam basa Lewis yaitu sebagai berikut.

- Sama dengan teori Bronsted dan Lowry, dapat menjelaskan sifat asam, basa dalam pelarut lain atau pun tidak mempunyai pelarut.
- Teori asam basa Lewis dapat menjelaskan sifat asam basa molekul atau ion yang mempunyai pasangan elektron bebas atau yang dapat menerima pasangan elektron bebas. Contohnya pada pembentukan senyawa kompleks.
- Dapat menerangkan sifat basa dari zat-zat organik seperti DNA dan RNA yang mengandung atom nitrogen yang memiliki pasangan elektron bebas.



D. Indikator Asam dan Basa

Untuk mengenali suatu zat bersifat asam atau basa kita tidak boleh sembarangan mencicipi atau memegangnya, karena akan sangat berbahaya. Contoh asam sulfat (H_2SO_4), dalam kehidupan sehari-hari digunakan sebagai *accu zuur* (air aki). Bila asam sulfat terkena tangan akan melepuh seperti luka bakar dan bila terkena mata akan buta. Contoh lain, natrium hidroksida (NaOH) banyak digunakan untuk membersihkan saluran air bak cuci, bila terkena tangan akan terasa licin dan gatal-gatal serta tangan mudah terluka iritasi.

Jadi, bagaimana cara mengenali zat bersifat asam atau basa? Cara yang tepat untuk menentukan sifat asam dan basa adalah dengan menggunakan zat penunjuk yang disebut *indikator*.

Indikator asam basa adalah zat yang dapat berbeda warna dalam lingkungan asam dan basa.

Ada beberapa jenis indikator yang dapat digunakan untuk membedakan larutan yang bersifat asam dari larutan yang bersifat basa, antara lain kertas lakmus, indikator, dan indikator alami.

1. Kertas lakmus

Indikator yang sering digunakan di laboratorium kimia adalah kertas lakmus merah dan kertas lakmus biru. Untuk lebih jelasnya lakukan percobaan berikut.



Percobaan

Pengujian Larutan dengan Indikator

Pada eksperimen ini akan diuji berbagai macam larutan dengan menggunakan suatu zat yang warnanya berbeda dalam lingkungan yang berlainan. Zat yang bersifat seperti ini disebut indikator.

Alat dan Bahan

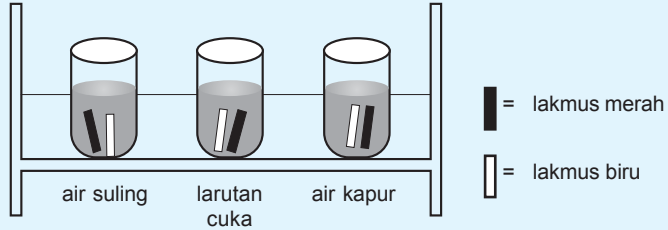
- Tabung reaksi 22 buah
- Rak tabung 2 buah
- Lumpang + alu 1 set
- Kertas lakmus merah dan biru 13/13 lembar
- Pipet tetes 1 buah
- Air suling yang sudah dididihkan 5 cm³
- Larutan cuka 5 cm³
- Air kapur 5 cm³
- Berbagai larutan yang telah diuji daya hantar listriknya masing-masing @ 5 cm³
- Larutan amonium klorida 5 cm³
- Larutan natrium karbonat 5 cm³
- Air jeruk 5 cm³
- Air sabun/detergen 5 cm³
- Daun mahkota bunga merah dan biru secukupnya

Cara Kerja

Perhatikan cara kerja pada gambar-gambar berikut, kemudian lakukanlah dan catat hasil pengamatan pada tabel yang sudah dibuat.

1. Pengujian larutan pembanding

Masukkan kertas lakmus merah dan biru ke dalam



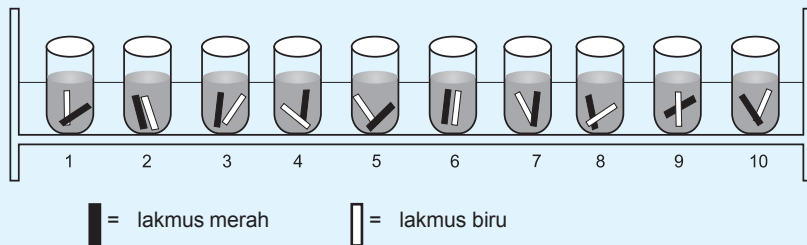
Tabel pengamatan

Bahan Larutan	Perubahan warna	
	Lakmus merah	Lakmus biru
air suling
larutan cuka
air kapur

Informasi:

- Air suling, dinyatakan bersifat netral
- Larutan cuka, dinyatakan bersifat asam
- Air kapur, dinyatakan bersifat basa

2. Pengujian dan pengelompokan larutan

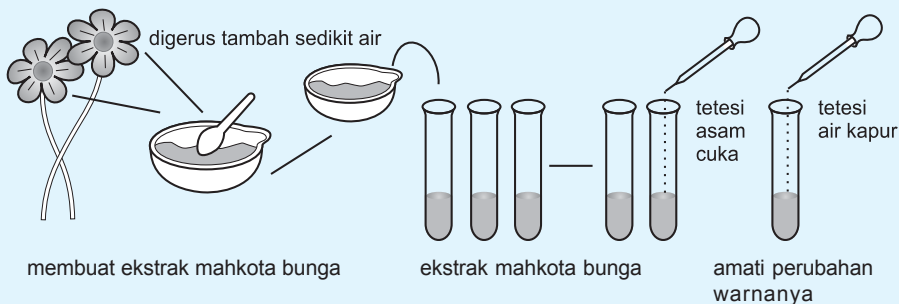


Amati perubahan warna lakmus dalam larutan 1 sampai dengan 10. Catat ke dalam tabel berikut!

Tabel pengamatan

No.	Bahan larutan	Perubahan warna		Larutan bersifat		
		Lakmus Merah	Lakmus Merah	Asam	Basa	Netral
1	Gula
2	Amonia
3	Hidrogenklorida
4	Natrium hidroksida
5	Natrium klorida
6	Natrium karbonat
7	Amonium klorida
8	Air sabun
9	Etanol/alkohol
10	Air jeruk

3. Pengujian ekstrak mahkota bunga/bahan alam



Tabel pengamatan

No.	Nama bunga/ bahan alam yang diuji	Warna ekstrak mahkota bunga/ bahan alam	Warna ekstrak mahkota/bahan alam setelah ditambah	
			Asam cuka	Air kapur
1	merah
2	biru
3
4

Pertanyaan

1. Bandingkan hasil pengujian daya hantar listrik bahan-bahan pada eksperimen terdahulu dengan hasil pengujian bahan-bahan yang sama terhadap kertas

lakmus pada eksperimen ini. Kesimpulan apakah yang dapat diambil?

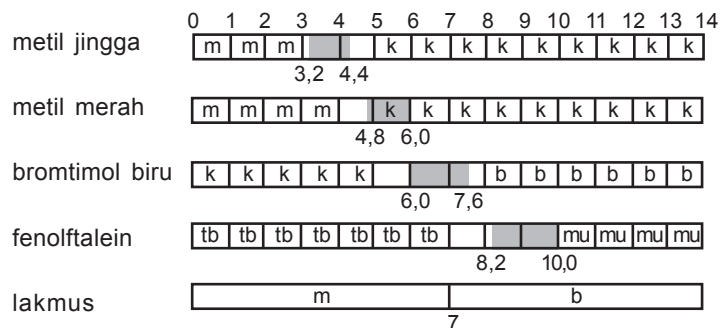
2. Dapatkah ekstrak mahkota bunga bertindak sebagai indikator? Jelaskan jawaban Anda!

Berdasarkan hasil pengujian dengan kertas lakmus tersebut, maka dapat disimpulkan:

- a. 1) Larutan asam *memerahkan* lakmus biru.
2) Larutan basa *membirukan* lakmus merah.
3) Larutan netral *tidak mengubah* warna lakmus.
- b. 1) Larutan elektrolit ada yang dapat mengubah warna lakmus dan ada yang tidak mengubah warna lakmus. Yang mengubah warna lakmus dapat bersifat asam atau basa, yang tidak mengubah warna lakmus bersifat netral.
2) Larutan nonelektrolit bersifat netral.

2. Indikator universal

Harga *pH* suatu larutan dapat diperkirakan dengan menggunakan trayek *pH* indikator.



Keterangan:

m = merah

k = kuning

b = biru

tb = tidak berwarna

mu = merah ungu

pH suatu larutan juga dapat ditentukan dengan menggunakan indikator universal. Indikator universal merupakan campuran berbagai indikator yang dapat menunjukkan pH suatu larutan dari perubahan warnanya.

Tabel 5.3 Warna indikator universal pada larutan pH tertentu

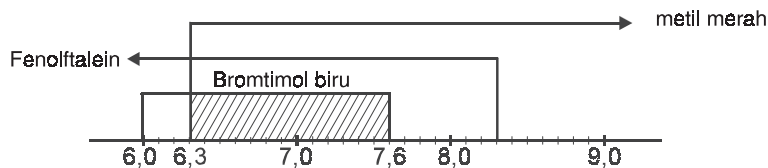
Warna indikator universal	pH
merah	1
merah lebih muda	2
merah muda	3
merah jingga	4
jingga	5
kuning	6
hijau	7
biru	8
indigo	9
ungu sangat muda	10
ungu muda	11
ungu	12
ungu tua	13
ungu tua	14

Sumber: Brady, *General Chemistry Principle and Structure*

Contoh: Larutan X diuji dengan tiga indikator berikut.

Indikator	Perubahan warna	Kesimpulan
Metil merah	kuning	$pH > 6,3$
Fenolftalein	tidak berwarna	$pH < 8,3$
Bromtimol biru	hijau	$pH = 6,0-7,6$

Kesimpulan: pH larutan X berkisar antara 6,3 dan 7,6





Percobaan

Memperkirakan pH Larutan dengan Menggunakan Beberapa Indikator

Dengan mengetahui trayek perubahan warna indikator kita dapat menentukan pH suatu larutan dengan cara menguji larutan itu dengan indikator. Pada eksperimen ini akan digunakan kertas lakmus dan elektrolit yang “tak dikenal”.

Trayek perubahan indikator		
Indikator	Warna	pH
Metil jingga	Merah - kuning	3,4–4,4
Metil merah	Merah - kuning	4,4–6,2
Bromtimol biru	Kuning - biru	6,0–7,6
Fenolftalein	Tak berwarna - merah	8,3–10,0

Alat dan Bahan

- Tabung reaksi dan rak 16/1
- Pipet tetes 4
- Larutan-larutan elektrolit A, B, C, D 20 cm³
- Kertas lakmus merah/biru 5/5 helai
- Indikator metil jingga
- Indikator metil merah
- Indikator fenolftalein
- Indikator bromtimol biru

Cara Kerja

- a. Jatuhkan setetes elektrolit A pada:
 - 1) sepotong kertas lakmus merah;
 - 2) sepotong kertas lakmus biru.
- b. Tuangkan 3 cm³ larutan elektrolit A ke dalam masing-masing 4 tabung reaksi dan tambahkan 3 tetes larutan indikator pada setiap tabung yaitu:
 - Metil jingga pada tabung 1
 - Metil merah pada tabung 2

- Bromtimol biru pada tabung 3
 - Fenolftalein pada tabung 4
- c. Catat pengamatanmu dan perkiraan pH larutan A.
2. Lakukan pemeriksaan yang sama terhadap larutan-larutan elektrolit yang lain.

Hasil Pengamatan

1.

Indikator		Lakmus merah	Lakmus biru
Larutan A	Warna indikator
	Kesimpulan pH
Larutan B	Warna indikator
	Kesimpulan pH
Larutan C	Warna indikator
	Kesimpulan pH
Larutan D	Warna indikator
	Kesimpulan pH

2.

Larutan		metil jingga	metil merah	brom-timol biru	fenol-ftalein	Harga pH perkiraan
A	Warna indikator
	Kesimpulan harga pH
B	Warna indikator
	Kesimpulan harga pH
C	Warna indikator
	Kesimpulan harga pH
D	Warna indikator
	Kesimpulan harga pH

Pertanyaan

Setelah larutan diperiksa dengan lakmus, indikator yang manakah sebetulnya tidak perlu digunakan dalam pemeriksaan lebih lanjut terhadap:

1. larutan A;
2. larutan B;
3. larutan C;
4. larutan D?

Jelaskan jawabanmu!



E. Kekuatan Asam dan Basa

Telah dipelajari bahwa asam kuat dan basa kuat dalam air hampir semua molekulnya terurai menjadi ion-ion. Berdasarkan banyaknya ion yang dihasilkan pada ionisasi asam dan basa dalam larutan, maka kekuatan asam dan basa dikelompokkan menjadi asam kuat dan asam lemah serta basa kuat dan basa lemah. Kekuatan asam dan basa tersebut dapat dinyatakan dengan derajat ionisasi.

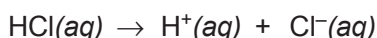
Derajat ionisasi (α) adalah perbandingan antara jumlah molekul zat yang terionisasi dengan jumlah molekul zat mula-mula.

Pada pelajaran yang lalu, telah diketahui bahwa perbandingan molekul sama dengan perbandingan mol. Maka derajat ionisasi (α) dapat dinyatakan sebagai berikut.

$$\alpha = \frac{\text{jumlah mol zat yang terionisasi}}{\text{jumlah mol zat mula-mula}}$$

Larutan elektrolit kuat mengalami ionisasi sempurna, sehingga harga α mendekati satu. Sementara itu, larutan elektrolit lemah hanya mengalami ionisasi sebagian, sehingga harga α sangat kecil ($\alpha < 1$).

Persamaan ionisasi untuk larutan elektrolit kuat, contoh HCl:



Semua molekul HCl terurai menjadi ion-ionnya, $\alpha = 1$.

Persamaan ionisasi asam lemah, contoh asam asetat (CH_3COOH):



Hal ini berarti ionisasi elektrolit lemah termasuk keseimbangan antara molekul-molekul zat elektrolit dengan ion-ionnya.

1. Tetapan setimbang ionisasi asam lemah

Secara umum persamaan reaksi ionisasi asam lemah dapat dituliskan sebagai berikut.



$$[\text{HA}] \text{ mula-mula} = M_a$$

$$\text{derajat ionisasi HA} = \alpha$$

$$\text{HA yang terionisasi} = M_a \cdot \alpha$$

$$\text{HA sisa} = M_a - M_a \cdot \alpha$$

Tetapan kesetimbangan ionisasi asam lemah diberi simbol K_a .

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

Karena: $[\text{H}^+] = [\text{A}^-]$ (koefisien sama), dan $[\text{HA}] \text{ sisa} = [\text{HA}] \text{ mula-mula}$ (derajat ionisasi HA sangat kecil).

$$\text{maka: } K_a = \frac{[\text{H}^+]^2}{M_a}$$

$$[\text{H}^+]^2 = K_a \cdot M_a$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M_a}$$



Karena: $[\text{H}^+] = M_a \cdot \alpha$ dan $[\text{HA}] = M_a$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M_a}$$

$$\text{Maka: } M_a \cdot \alpha = \sqrt{K_a \cdot M_a}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a \cdot M_a}{M_a^2}}$$

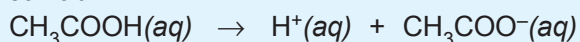
\Rightarrow

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M_a}}$$

Contoh soal:

- a. Berapa konsentrasi ion H^+ dalam larutan CH_3COOH $0,01 \text{ M}$ dalam air jika harga $K_a = 1,75 \times 10^{-5}$?
Tentukan pula harga derajat ionisasi asam tersebut!

Jawab:



$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \cdot M_a}$$

$$= \sqrt{1,75 \times 10^{-5} \times 0,01}$$

$$= \sqrt{1,75 \times 10^{-7}}$$

$$[\text{H}^+] = 4,18 \times 10^{-4}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M_a}}$$

$$= \sqrt{\frac{1,75 \times 10^{-5}}{0,01}}$$

$$= 0,0418$$

b. Tentukan harga K_a bagi asam asetat, jika 0,1 mol CH_3COOH dalam 1 liter larutan mengandung 0,001 M ion H^+ !

Jawab:

$$\begin{aligned} \text{Diketahui: } [\text{H}^+] &= 0,001 \text{ M} \\ &= 1 \times 10^{-3} \text{ M} \\ M_a &= 0,1 \text{ mol l}^{-1} \end{aligned}$$

Ditanyakan: $K_a = \dots?$

Jawab:

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \sqrt{K_a \cdot M_a} \\ 0,001 &= \sqrt{K_a \times 0,1} \\ (1 \times 10^{-3})^2 &= K_a \times 0,1 \\ K_a &= \frac{1 \times 10^{-6}}{1 \times 10^{-1}} \\ &= 1 \times 10^{-5} \end{aligned}$$

Harga tetapan asam beberapa asam lemah dapat dilihat pada tabel berikut.

Tabel 5.4 Harga tetapan asam beberapa asam lemah pada suhu 25 °C

Rumus Kimia	Nama	Tetapan ionisasi	
		K_{a1}	K_{a2}
HCN	Asam sianida	$4,9 \times 10^{-10}$	
HNO_2	Asam nitrit	$4,5 \times 10^{-4}$	
H_2S	Asam sulfida	$8,6 \times 10^{-8}$	
H_2SO_3	Asam sulfat	$1,7 \times 10^{-2}$	$6,3 \times 10^{-8}$
H_2CO_3	Asam karbonat	$4,3 \times 10^{-7}$	$5,6 \times 10^{-11}$
CH_3COOH	Asam asetat	$1,8 \times 10^{-5}$	
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Asam oksalat	$5,6 \times 10^{-2}$	
HCOOH	Asam format	$1,8 \times 10^{-4}$	
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$	Asam benzoat	$6,3 \times 10^{-5}$	
$\text{H}_2\text{C}_6\text{H}_6\text{O}_6$	Asam askorbat	$7,9 \times 10^{-5}$	$1,6 \times 10^{-12}$
H_3PO_4	Asam fosfat	$7,1 \times 10^{-3}$	$6,2 \times 10^{-8}$

Sumber: Kimia Dasar Konsep-konsep Inti

Catatan: Harga K_{a2} lebih kecil dari K_{a1} karena molekul netral lebih mudah melepas H^+ daripada anion sebab anion butuh H^+

2. Tetapan ionisasi basa lemah

Secara umum persamaan reaksi ionisasi basa lemah dapat dituliskan sebagai berikut.



$$[\text{LOH}] \text{ mula-mula} = M_b$$

$$\text{derajat ionisasi LOH} = \alpha$$

$$\text{LOH yang terionisasi} = M_b \cdot \alpha$$

$$\text{LOH sisa} = M_b - M_b \cdot \alpha = M_b(1 - \alpha)$$

Tetapan kesetimbangan ionisasi basa lemah diberi simbol K_b .

$$K_b = \frac{[\text{L}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{LOH}]}$$

$$\text{Karena } [\text{L}^+] = [\text{OH}^-]$$

$$\text{maka: } K_b = \frac{[\text{OH}^-]^2}{M_b}$$

$$[\text{OH}^-]^2 = K_b \cdot M_b$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{K_b \times M_b}$$

Dengan cara yang sama seperti pada asam lemah akan diperoleh:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{M_b}}$$

Contoh soal:

Tentukan harga konsentrasi ion OH^- yang terdapat dalam larutan dimetil amino $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ 0,01 M jika harga K_b larutan tersebut = $5,1 \times 10^{-4}$! Tentukan pula harga derajat ionisasi dari larutan tersebut!

Jawab:

$$M_b (\text{CH}_3)_2\text{NH} = 0,01 \text{ M}$$

$$K_b = 5,1 \times 10^{-4}$$

$$\begin{aligned}
 \text{a. } [\text{OH}^-] &= \sqrt{K_b \cdot M_b} \\
 &= \sqrt{5,1 \times 10^{-4} \times 0,01} \\
 &= \sqrt{5,1 \times 10^{-6}} \\
 &= 2,26 \times 10^{-3}
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{b. } \alpha &= \sqrt{\frac{K_b}{M_b}} \\
 &= \sqrt{\frac{5,1 \times 10^{-4}}{0,01}} \\
 &= \sqrt{0,051} \\
 &= 0,226
 \end{aligned}$$

Tabel 5.5 Harga tetapan basa beberapa basa lemah pada suhu 25 °C

No.	Rumus kimia	Nama	Tetapan ionisasi
1	NH ₃ (aq)	Amonia	1 × 8 × 10 ⁻⁵
2	NH ₂ BH ₂	Hidrasin	1 × 7 × 10 ⁻⁶
3	NH ₂ OH	Hidroksiamin	1 × 1 × 10 ⁻⁸
4	CH ₃ NH ₂	Metilamina	4 × 4 × 10 ⁻⁴
5	C ₅ H ₅ N	Piridin	1 × 7 × 10 ⁻⁹
6	C ₆ H ₅ NH ₂	Anilina	4 × 3 × 10 ⁻¹⁰
7	C ₂ H ₅ NH ₂	Etil amin	4 × 7 × 10 ⁻⁴

Sumber: Kimia Dasar Konsep-konsep Inti

Kesimpulan kekuatan asam dan basa:

1. Asam kuat dan basa kuat terionisasi sempurna, sedangkan asam lemah dan basa lemah terionisasi sebagian.
2. Makin besar harga K_a atau K_b makin kuat sifat asam atau basanya. Dan sebaliknya makin kecil harga K_a atau K_b makin lemah sifat asam atau basanya.
3. Makin besar harga derajat ionisasi makin kuat sifat asam atau basanya.



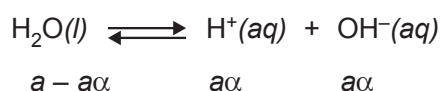
E. Derajat Keasaman/pH

Untuk menyatakan tingkat keasaman/kebasaaan suatu larutan digunakan standar eksponen hidrogen atau pH.

1. Tetapan kesetimbangan air (K_w)

Air murni merupakan elektrolit yang sangat lemah, meskipun demikian bila diuji dengan menggunakan alat uji yang sangat peka, ternyata air memperlihatkan daya hantar listrik meskipun lemah. Kenyataan ini menunjukkan bahwa air dapat terionisasi menjadi ion H^+ dan ion OH^- meskipun sedikit.

Persamaan kesetimbangan ionisasi air dapat dituliskan sebagai berikut:



$$K = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]}$$

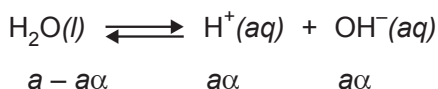
Karena H_2O yang terionisasi sangat kecil maka (H_2O) dapat dianggap konstan. Artinya dapat dianggap tidak mengalami perubahan, sehingga:

$$K[H_2O] = [H^+] \cdot [OH^-]$$

$$K_w = [H^+] \cdot [OH^-]$$

K_w adalah tetapan kesetimbangan ionisasi air, mempunyai harga tetap pada temperatur tetap.

Pada suhu 25 °C harga derajat ionisasi air = $1,8 \times 10^{-9}$ sehingga pada kesetimbangan air:



Misalkan untuk 1 liter air, berarti:

volume larutan = 1 liter = 1.000 mL
 berat jenis air = 1 gram/mL
 massa air = 1.000 mL \times 1 gram/mL
 = 1.000 gram

mol air = $\frac{1.000}{18}$ mol

$[\text{H}^+]$ yang terjadi = $a\alpha$ mol
 = $\frac{1.000}{18} \times 1,8 \times 10^{-9}$ mol

$[\text{H}^+]$ = 10^{-7} mol

Karena $[\text{H}^+] = [\text{OH}]^-$

Maka $[\text{OH}^-]$ yang terjadi juga = 10^{-7} mol

Volume air murni diukur pada 1 liter maka:

$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ mol/L

$K_w = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]$

$K_w = 10^{-7} \times 10^{-7}$

$K_w = 10^{-14}$

Perhitungan-perhitungan mengenai konsentrasi H^+ atau OH^- dalam suatu larutan selalu menyangkut bilangan-bilangan yang sangat kecil, maka bilangan-bilangan itu dinyatakan dalam harga logaritma negatifnya. Penyederhanaan bilangan yang sangat kecil dengan harga logaritma negatifnya dikemukakan oleh ahli kimia Denmark, **S.P.L Sorensen** pada tahun 1909 dengan mengajukan konsep *pH* (*p* berasal dari kata *potenz* yang berarti pangkat dan H adalah tanda atom hidrogen).

Jadi, pada air murni berlaku:

$$\begin{aligned} pK_w &= -\log K_w \\ &= -\log 10^{-14} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Jadi: } pK_w &= 14 \\ pK_w &= pH + pOH \\ pH &= -\log [H^+] \\ &= -\log 10^{-7} \\ pH &= 7 \end{aligned}$$

$$pH = pOH = 7$$

2. pH larutan asam kuat dan basa kuat

Pada uraian mengenai asam kuat dan basa kuat telah kita pelajari bahwa seluruh atau hampir seluruh molekul-molekul asam kuat dan basa kuat dalam air terurai menjadi ion-ionnya. Jadi, derajat ionisasi asam kuat dan basa kuat dapat dianggap = 1.

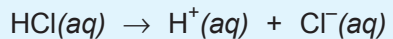
Secara teoritis untuk menghitung konsentrasi ion H^+ pada asam kuat dan ion OH^- pada basa kuat, tergantung pada banyaknya ion H^+ atau OH^- yang dapat terionisasi dalam larutan.

Contoh soal:

- a. Tentukan harga pH dan pOH larutan HCl $0,01 M$!

Jawab:

Reaksi ionisasi:



$$0,01 M \quad 0,01 M \quad 0,01 M$$

$$[H^+] = [HCl] = 0,01 M$$

$$pH = -\log [H^+]$$

$$= -\log 0,01$$

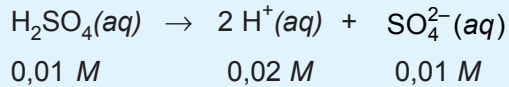
$$= 2$$

$$pOH = 14 - 2 = 12$$

b. Tentukan harga pH larutan H_2SO_4 0,01 M!

Jawab:

Reaksi ionisasi:



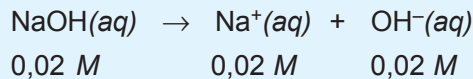
$$[\text{H}^+] = 2 \times 0,01 \text{ M} = 0,02 \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] \\ &= -\log 2 \times 10^{-2} \\ &= 2 - \log 2 \\ &= 2 - 0,30 \\ &= 1,699 \end{aligned}$$

c. Tentukan harga pH dan pOH larutan NaOH 0,02 M!

Jawab:

Reaksi ionisasi:



$$[\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 0,02 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 2 \times 10^{-2} \text{ M}$$

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log 2 \times 10^{-2} \\ &= 2 - \log 2 \\ &= 2 - 0,301 \\ &= 1,699 \end{aligned}$$

Jadi, pH larutan:

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \\ \text{pH} &= 14 - \text{pOH} \\ &= 14 - 1,699 \\ &= 12,301 \end{aligned}$$

d. Tentukan pH dan pOH larutan, jika 17,1 gram $\text{Ba}(\text{OH})_2$ dilarutkan dalam air sehingga volume larutan menjadi 500 mL (A_r Ba = 1137; O = 16; dan H = 1)!

Jawab:

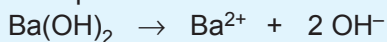
Langkah 1:

Ubah 17,1 gram $\text{Ba}(\text{OH})_2$ dalam 500 mL larutan menjadi molaritas.

$$\begin{aligned} M &= \frac{\text{Massa Ba}[\text{OH}]_2}{M_r \text{ Ba}[\text{OH}]_2} \times \frac{1.000 \text{ mL}}{V \text{ mL}} \\ &= \frac{17,1}{17,1} \times \frac{1.000}{500} \\ &= 0,2 \text{ M} \end{aligned}$$

Langkah 2:

Tulis persamaan reaksi ionisasi dari $\text{Ba}(\text{OH})_2$.



$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= 2 \times 0,2 \text{ M} \\ &= 0,4 \text{ M} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pOH} &= -\log 0,4 \\ &= -\log 4 \times 10^{-1} \\ &= 1 - \log 4 \\ &= 1 - 0,602 \\ &= 0,398 \end{aligned}$$

Langkah 3:

Tentukan harga pH.

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

$$\begin{aligned} \text{pH} &= 14 - 0,398 \\ &= 13,602 \end{aligned}$$

3. pH larutan asam lemah dan basa lemah

Pada uraian mengenai asam lemah dan basa lemah dalam air, telah kita pelajari hanya sebagian kecil saja molekul-molekul asam lemah atau basa lemah yang dapat terionisasi dalam air. Banyaknya asam atau basa yang terurai ditentukan oleh derajat ionisasi (α) atau harga tetapan setimbang asam lemah atau basa lemah (K_a atau K_b).

Untuk mendapatkan rumus konsentrasi ion H^+ pada asam lemah telah dipelajari di depan, yaitu:

$$[H^+] = \alpha \cdot M_a$$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M_a}$$

K_a = tetapan ionisasi asam lemah
 α = derajat ionisasi
 M_a = konsentrasi asam

Catatan:

Rumus ini digunakan tergantung dari data yang diketahui.

Untuk mendapatkan rumus konsentrasi ion OH^- pada basa lemah telah dipelajari pula di depan, yaitu:

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M_b}$$

$$[OH^-] = \alpha \cdot M_b$$

K_b = tetapan ionisasi basa lemah
 α = derajat ionisasi
 M_b = konsentrasi basa

Catatan:

Rumus ini digunakan tergantung dari data yang diketahui.

Dengan demikian pH dan pOH dari asam lemah dan basa lemah dapat ditentukan pula, yaitu:

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

Contoh soal:

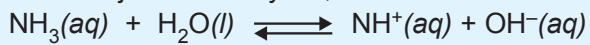
- a. Tentukan pH 0,01 M asam format bila harga K_a asam format tersebut = $1,8 \times 10^{-4}$!
- $$HCOOH(aq) \rightleftharpoons HCOO^-(aq) + H^+(aq)$$

Jawab:

$$\begin{aligned} [H^+] &= \sqrt{K_a \cdot M_a} \\ &= \sqrt{1,8 \times 10^{-4} \times 0,01} \\ &= \sqrt{1,8 \times 10^{-6}} \\ &= 1,34 \times 10^{-3} \\ pH &= -\log 1,34 \times 10^{-3} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}\text{Jadi, } pH &= 3 - \log 1,34 \\ &= 3 - 0,127 \\ &= 2,873\end{aligned}$$

- b. Tentukan pH larutan amonia (NH_3) $0,1 M$ dalam air bila derajat ionisasinya $0,014$!



Jawab:

$$\begin{aligned}[OH^-] &= \alpha \cdot M_b \\ &= 0,014 \times 0,1 \\ &= 0,0014 \\ &= 1,4 \times 10^{-3}\end{aligned}$$

$$\begin{aligned}pOH &= -\log 1,4 \times 10^{-3} \\ &= 3 - \log 1,4 \\ &= 2,85\end{aligned}$$

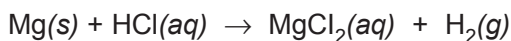
$$\begin{aligned}pH &= 14 - pOH \\ &= 14 - 2,85 \\ &= 11,15\end{aligned}$$



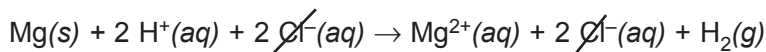
G. Berbagai Jenis Reaksi dalam Larutan

Pada bagian ini akan dibahas berbagai jenis reaksi dalam larutan, khususnya larutan elektrolit. Pembahasan terutama mengenai zat-zat apa yang menjadi produk dari suatu reaksi. Misalnya zat-zat apa yang terbentuk jika magnesium direaksikan dengan asam klorida? Sejauh ini, Anda belum dituntut untuk meramalkan hasil-hasil reaksi, walaupun Anda sudah sering menyetarakan persamaan reaksi yang sudah ditentukan rumus kimia zat-zat pereaksi dan zat-zat produknya. Oleh karena itu, sering timbul pertanyaan, bagaimana mengetahui zat-zat hasil reaksi.

Pertanyaan seperti itu dapat dijawab melalui percobaan. Misalnya, kita mereaksikan magnesium dengan asam klorida encer, ternyata magnesium larut disertai terbentuknya gelembung-gelembung gas. Gas itu tidak berwarna, tidak berbau, ringan, dan mudah meletup. Sifat-sifat ini menunjukkan bahwa gas tersebut adalah gas hidrogen. Kemudian, jika larutan diuapkan ternyata meninggalkan kristal berwarna putih, yaitu magnesium klorida, $MgCl_2$. Jadi, dapat diketahui bahwa reaksi magnesium dengan asam klorida menghasilkan $MgCl_2$ dan gas H_2 . Persamaan setara untuk reaksi itu adalah



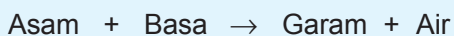
Persamaan ionnya adalah



Namun demikian, tidaklah setiap kali akan menuliskan suatu persamaan reaksi kita perlu melakukan percobaan. Kita dapat meramalkan zat-zat hasil reaksi berdasarkan pengetahuan tentang sifat zat-zat yang direaksikan. Marilah kita mencoba beberapa contoh reaksi.

1. Reaksi asam basa

Reaksi asam dengan basa menghasilkan garam dan air. Reaksi ini disebut reaksi penetralan atau reaksi penggaraman.

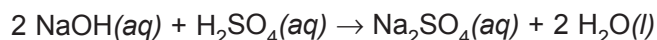


Garam adalah senyawa ion yang terbentuk dari ion positif basa dengan ion negatif sisa asam. Perhatikanlah contoh-contoh berikut.

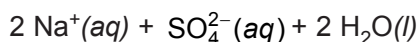
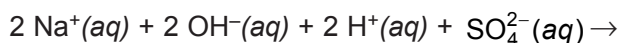
Contoh:

Reaksi antara larutan natrium hidroksida dengan larutan asam sulfat.

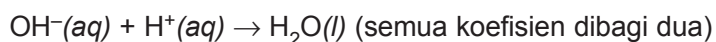
Persamaan setara untuk reaksi ini:



Karena NaOH, H₂SO₄, dan Na₂SO₄ tergolong elektrolit kuat, maka zat-zat ini dapat ditulis sebagai ion-ion yang terpisah. Persamaan ion lengkap:



Persamaan ion bersih:



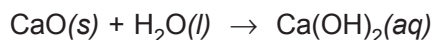
2. Reaksi oksida basa dengan asam

Oksida basa adalah oksida logam yang dengan air membentuk basa dan dengan asam membentuk garam dan air. Oksida logam yang larut dalam air membentuk basa hanya oksida dari logam golongan alkali dan alkali tanah (kecuali oksida dari berilium tidak larut dalam air).

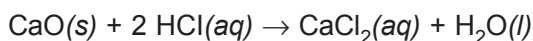


Contoh:

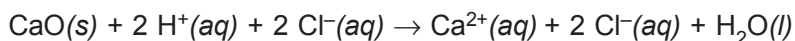
- a. Kalsium oksida larut dalam air membentuk kalsium hidroksida:



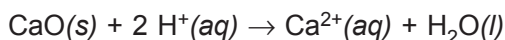
- b. Reaksi kalsium oksida dengan asam klorida encer
Persamaan reaksinya:



HCl dan CaCl₂ tergolong elektrolit kuat sehingga ditulis sebagai ion-ion yang terpisah. Persamaan ion lengkapnya:



Persamaan ion bersih:

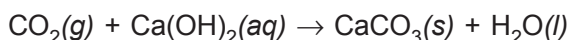


3. Reaksi oksida asam dengan basa

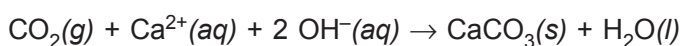
Oksida asam adalah oksida unsur nonlogam yang dengan air membentuk asam dan dengan basa membentuk garam dan air.



Contoh:



Persamaan ion lengkap:



Beberapa oksida asam dengan pasangan asam yang sesuai diberikan pada tabel.

Tabel 5.6 Beberapa oksida asam

No.	Oksida asam	Rumus asam
1	SO ₃	H ₂ SO ₄
2	N ₂ O ₅	HNO ₃
3	P ₂ O ₃	H ₃ PO ₃
4	P ₂ O ₅	H ₃ PO ₄
5	Cl ₂ O ₇	HClO ₄

Sumber: *Kimia Dasar Konsep-konsep Inti*

4. Reaksi logam dengan asam

Hampir semua logam larut dalam asam kuat (HCl atau H₂SO₄) membentuk garam dan gas hidrogen. Logam yang tidak larut dalam asam kuat encer yaitu Cu, Hg, Ag, Pt, dan Au. Reaksi logam dengan asam merupakan reaksi redoks. Pada reaksi ini logam teroksidasi membentuk ion logam dengan tingkat oksidasi terendah, sedangkan ion H⁺ mengalami reduksi membentuk gas hidrogen.

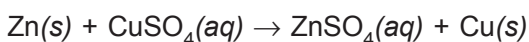
Logam yang lebih reaktif dapat mendesak logam yang kurang reaktif dari larutannya. Urutan kereaktifan dari beberapa logam adalah sebagai berikut:

Li–K–Ba–Ca–Na–Mg–Al–Zn–Cr–Fe–Ni–Sn–Pb–(H)–
Cu–Hg–Ag–Pt–Au

Contoh:

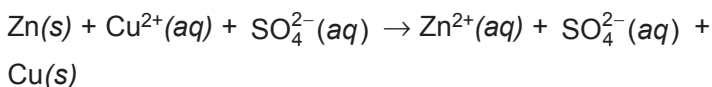
Reaksi logam seng dengan larutan tembaga (II) sulfat. Zn akan teroksidasi menjadi Zn^{2+} yang selanjutnya bergabung dengan ion SO_4^{2-} membentuk larutan $ZnSO_4$, sedangkan ion Cu^{2+} tereduksi menjadi logam Cu.

Persamaan reaksi:

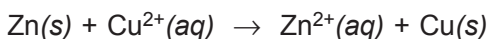


$CuSO_4$ dan $ZnSO_4$ tergolong elektrolit kuat.

Persamaan ion lengkap:



Persamaan ion bersih:



5. Reaksi antara dua jenis garam

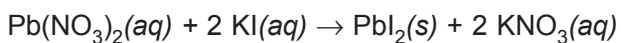
Garam 1 + Garam 2 \rightarrow Garam 3 + Garam 4

Garam 3 dan (atau) garam 4 sukar larut dalam air.

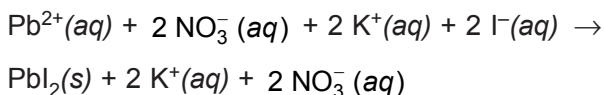
Contoh:

Reaksi larutan timbal(II)nitrat, $Pb(NO_3)_2$, dengan larutan kalium iodida, KI, membentuk endapan timbal(II)iodida, PbI_2 .

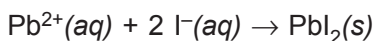
Persamaan reaksi:



Persamaan ion lengkap:



Persamaan ion bersih:



6. Reaksi suatu larutan garam dengan suatu larutan basa

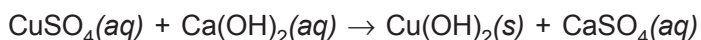
Garam 1 + Basa 1 → Garam 2 + Basa 2

Garam 2 dan (atau) basa 2 sukar larut dalam air

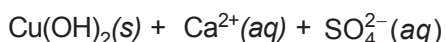
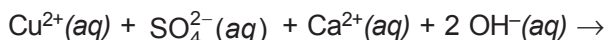
Contoh:

Reaksi larutan tembaga(II)sulfat dengan larutan kalsium hidroksida membentuk endapan tembaga(II)hidroksida dan larutan kalsium sulfat (jika konsentrasi larutan yang direaksikan cukup pekat, maka kalsium sulfat yang terbentuk akan mengendap).

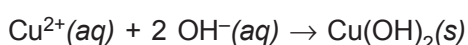
Persamaan reaksi:



Persamaan ion lengkap:



Persamaan ion bersih:



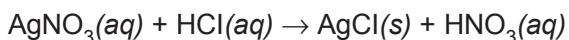
7. Reaksi suatu larutan garam dengan suatu larutan asam

Garam 1 + Asam 1 → Garam 2 + Asam 2

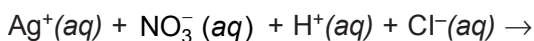
Garam 2 sukar larut dalam air.

Contoh:

Reaksi larutan perak nitrat dengan larutan asam klorida, membentuk endapan perak klorida.



Persamaan ion lengkap:





H. Titrasi Asam Basa

Titration is a method of analysis for measuring the amount of a substance that reacts with a known amount of another substance. Analysis that is related to the volume-volume of the reacting solutions is called *analysis volumetric*.

In volumetry, the term *titer* is often used, which means the weight of a substance that is equivalent to 1 mL of a standard solution.

For example, 1 mL of a solution of substance A is equivalent to 0,010 grams of NaOH. It is said that the *titer* of the standard solution A against NaOH is 0,010 grams.

Titik Ekuivalen

Determination of the titer of substance B is as follows.

In a solution of substance B, a standard solution of A is titrated (added) until the equivalence point is reached, that is:

Banyak mol zat A : banyak mol zat B = perbandingan koefisiennya menurut persamaan reaksi.

In titration, the equivalence point is determined by using an indicator, which is a substance that must undergo a change at the equivalence point. The change in the indicator can be a color change.

For acid and base titration:

If done in a strong acid solution with a weak base, or a strong acid solution with a weak base, or a strong acid solution with a strong base, the following formula is applied:

$$V_1 \cdot M_1 = V_2 \cdot M_2$$

Contoh:

- Asam kuat berbasas satu dengan basa kuat berbasas satu adalah HCl dengan KOH.
- Asam kuat berbasas dua dengan basa kuat berbasas dua adalah H_2SO_4 dengan $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Contoh soal:

1. Pada larutan 20 mL larutan KOH dititrasi dengan HCl 0,1 M dengan menggunakan indikator fenolftalein (pp). Ternyata dibutuhkan 25 mL HCl 0,1 M!
Berapa molaritas larutan KOH dan berapa $[\text{OH}^-]$?

Penyelesaian:

Diketahui: V_1 (KOH) = 20 mL

V_2 (HCl) = 25 mL

M_2 (HCl) = 0,1 M

Ditanyakan: a. M_1 (KOH) = ...?

b. $[\text{OH}^-]$ = ...?

Jawab:

a. $V_1 M_1 = V_2 M_2$
 $20 \times M_1 = 25 \times 0,1$

$$M_1 = \frac{2,5}{20}$$

M_1 (KOH) = 0,125 M

Jadi, molaritas KOH adalah 0,125 M.

b. $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$

$[\text{KOH}] \sim [\text{OH}^-]$

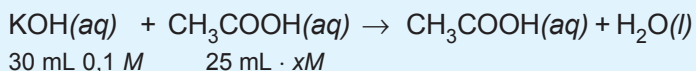
Jadi, $[\text{OH}^-]$ = 0,125 M

2. Berapa gram asam cuka yang terlarut dalam 100 mL larutan jika pada titrasi 25 mL larutan asam cuka membutuhkan 30 mL larutan KOH 0,1 M dengan indikator pp?

Jawab:

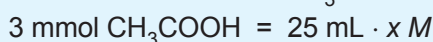
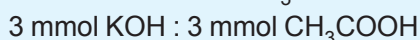
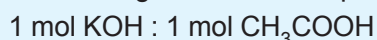
- Larutan yang dititrasi adalah asam lemah dengan basa kuat.

- Persamaan reaksi:



- Jumlah mmol KOH = 30 mL × 0,1 M = 3 mmol.

- Perbandingan koefisien = perbandingan mol



$$3 \text{ mmol} = 25 x \text{ mmol}$$

$$3 = 25 x$$

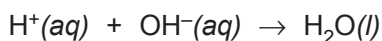
$$x = 0,12 \text{ mol}$$

Jadi, berat CH₃COOH = 0,12 × 60 gram
= 7,2 gram



I. Reaksi Penetralan

Bila larutan asam bereaksi dengan larutan basa, akan terjadi reaksi antara ion hidrogen dari asam dan ion hidroksida dari basa membentuk molekul air.



Reaksi tersebut dinamakan reaksi penetralan jika jumlah mol ion H⁺ dari asam sama dengan jumlah mol ion OH⁻ dari basa.

Pada reaksi antara asam dan basa yang konsentrasinya sama tidak selamanya menghasilkan larutan netral, karena tergantung dari kekuatan dari asam dan basa tersebut.

Salah satu cara menetralkan asam dengan basa atau sebaliknya adalah dengan melakukan *titrasi*. Titrasi adalah penambahan larutan baku atau larutan yang telah diketahui konsentrasinya dengan bantuan *indikator*.

Salah satu cara titrasi yaitu dengan menggunakan perangkat alat seperti pada gambar di samping.

Untuk reaksi penetralan indikator yang digunakan adalah indikator yang berubah warna pada pH netral atau mendekati netral.

1. Hal-hal penting pada titrasi

a. Titik ekuivalen

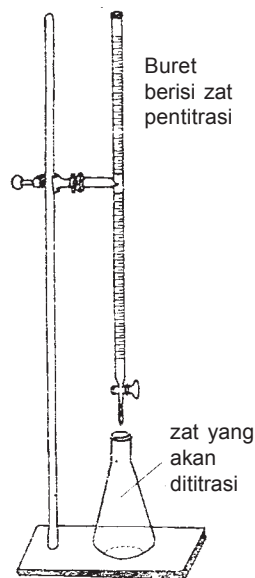
Titik ekuivalen adalah saat jumlah mol H^+ sama dengan jumlah mol OH^- . Biasanya ditunjukkan dengan harga pH.

b. Titik akhir titrasi

Titik akhir titrasi adalah saat di mana indikator berubah warna.

Reaksi penetralan asam basa dapat digunakan untuk menentukan kadar/konsentrasi berbagai jenis larutan. Kadar larutan asam ditentukan dengan menggunakan larutan basa yang telah diketahui kadarnya, atau sebaliknya.

Proses penetapan kadar larutan dengan cara ini disebut titrasi asam basa/asidialkalimetri. Titrasi dilakukan dengan mereaksikan sedikit demi sedikit/tetes demi tetes larutan basa melalui buret ke dalam larutan asam yang terletak dalam labu erlenmeyer, sampai keduanya tepat habis dengan ditandai berubahnya warna indikator, disebut titik akhir titrasi. Titik ekuivalen diketahui dengan bantuan indikator.



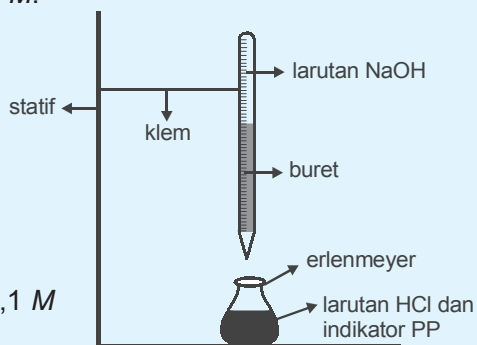
Gambar 5.3 Peralatan titrasi

Percobaan

Tujuan: Menentukan molaritas HCl dengan larutan NaOH 0,1 M.

Alat dan Bahan

- Statif
- Buret
- Erlenmeyer
- Tabung reaksi
- Gelas ukur
- Larutan HCl
- Larutan NaOH 0,1 M



Cara Kerja

1. Masukkan 20 mL larutan HCl dan 3 tetes indikator fenolftalein dalam erlenmeyer!
2. Isi buret dengan larutan NaOH 0,1 M hingga garis 0 mL!
3. Tetesi larutan HCl dengan NaOH!
4. Penetesan dihentikan saat terjadi perubahan warna yang tetap (merah muda).
5. Ulangi percobaan hingga diperoleh data yang hampir sama!

Pengamatan

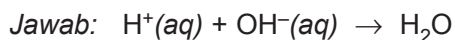
No.	Volume HCl	Volume NaOH yang digunakan
1
2
3

Pertanyaan

1. Tentukan volume NaOH rata-rata yang digunakan!
2. Tentukan jumlah mol NaOH yang digunakan!
3. Tentukan jumlah mol HCl berdasar perbandingan koefisien!

$$\text{NaOH}(aq) + \text{HCl}(aq) \rightarrow \text{NaCl}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l)$$
4. Tentukan molaritas larutan HCl!

Untuk mengetahui berapa molaritas larutan NaOH, maka 10 mL larutan ini dititrasi dengan HCl 0,1 M dengan menggunakan indikator fenolftalein. Bila yang dibutuhkan 20 mL HCl 0,1 M, berapa molaritas NaOH?



20 mL HCl 0,1 M mengandung $2 \cdot 10^{-2}$ mol H^+

$2 \cdot 10^{-3}$ mol $\text{H}^+ \sim 2 \cdot 10^{-3}$ mol OH^-

Misal: molaritas NaOH = x M

10 mL NaOH x M mengandung $10^{-2} \cdot x$ mol OH^-

$10^{-2} \cdot x$ mol $\text{OH}^- = 2 \cdot 10^{-3}$ mol OH^-

$$x = 2 \cdot 10^{-1} = 0,2$$

Jadi, molaritas NaOH 0,2 M.

2. Penetralkan asam kuat oleh basa kuat

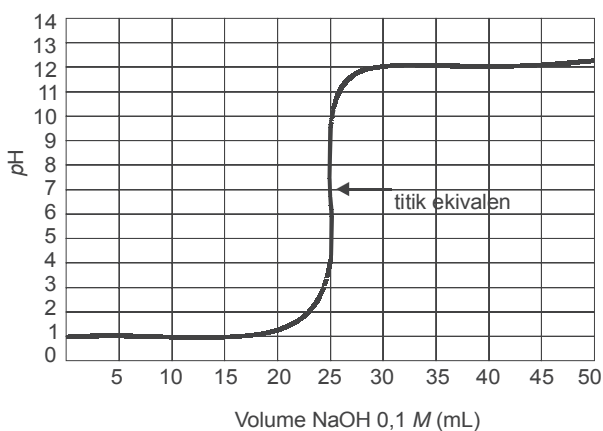
Perubahan pH pada penetralan asam kuat oleh basa kuat, sebagai contoh 25 mL larutan HCl 0,1 M yang ditetesi dengan larutan NaOH 0,1 M sedikit demi sedikit hingga mencapai 50 mL, ditunjukkan oleh gambar 5.4. Setiap perubahan pH dicatat volume NaOH yang ditambahkan. Data yang diperoleh tertera pada tabel berikut.

Tabel 5.7 Harga pH pada titrasi asam kuat dengan basa kuat

Volume NaOH 0,1 M yang ditambahkan (cm ³)	pH HCl 0,1 M
0,0	1,00
5,0	1,18
10,0	1,37
15,0	1,60
20,0	1,95
22,0	2,20
24,0	2,69
24,5	3,00
24,9	3,70
25,0	7,00
25,1	10,30
25,5	11,00
26,0	11,29

Volume NaOH 0,1 M yang ditambahkan (cm ³)	pH HCl 0,1 M
28,0	11,75
30,0	11,96
35,0	12,22
40,0	12,36
45,0	12,46
50,0	12,52

Kurva yang didapat adalah sebagai berikut.



Gambar 5.4 Kurva titrasi asam kuat dengan basa kuat, dalam hal ini titrasi larutan HCl dengan larutan NaOH

Pada titrasi HCl dengan NaOH, mula-mula pH naik sangat lambat kemudian terjadi lonjakan pH dan selanjutnya kenaikan pH lambat lagi. Titik tengah bagian vertikal grafik adalah titik ekuivalen titrasi. Pada titrasi asam kuat dan basa kuat titik ekuivalen terjadi pada pH 7. Larutan dengan pH 7 bersifat netral yaitu jumlah ion H⁺ sama dengan ion OH⁻.

3. Penetralan asam lemah oleh basa kuat

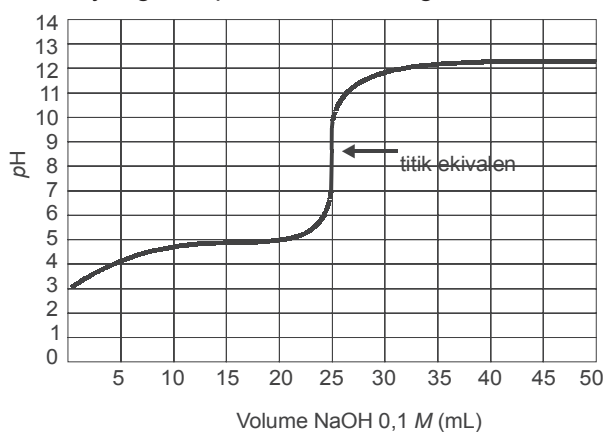
Perubahan pH pada penetralan asam lemah oleh basa kuat, dalam hal ini 25 mL larutan CH₃COOH 0,1 M yang ditetesi dengan larutan NaOH 0,1 M sedikit demi sedikit

hingga mencapai 50 mL, ditunjukkan oleh gambar 5.5. Setiap perubahan pH dicatat volume NaOH yang ditamhkannya. Data yang diperoleh tertera pada tabel berikut.

Tabel 5.8 Harga pH pada titrasi asam lemah dengan basa kuat

Volume NaOH 0,1 M yang ditambahkan (cm ³)	pH CH ₃ COOH 0,1 M
0,0	2,87
5,0	4,14
10,0	4,57
15,0	4,92
20,0	5,35
22,0	5,61
24,0	6,13
24,5	6,44
24,9	7,14
25,0	8,72
25,1	10,30
25,5	11,00
26,0	11,29
28,0	11,75
30,0	11,96
35,0	12,22
40,0	12,36
45,0	12,46
50,0	12,52

Kurva yang didapat adalah sebagai berikut.



Gambar 5.5 Kurva titrasi NaOH dan CH₃COOH

Titrasi asam lemah dengan basa kuat prinsipnya sama tetapi ada sedikit perbedaan. Pada titrasi CH_3COOH dengan NaOH , pH dimulai dari pH 3 dan titik ekuivalen terjadi pada pH yang lebih tinggi pula. Hal ini disebabkan CH_3COOH adalah asam lemah dan menghasilkan ion H^+ dalam jumlah yang sedikit. Titik ekuivalen terjadi pada pH 8,72. Pada campuran terdapat pula natrium asetat yang bersifat basa lemah dan meningkatkan pH .

Setelah titik ekuivalen kedua grafik sama kembali karena pH hanya bergantung pada ion hidroksida yang ditambahkan saja.

Kurva titrasi membantu untuk menentukan indikator apa yang cocok untuk suatu titrasi. Pada titrasi asam kuat dengan basa kuat, indikator fenolftalein dapat digunakan walaupun perubahan warna dari tidak berwarna ke merah muda mulai pH 8,72 tetapi dari titik ekuivalen penambahan NaOH hanya $0,01 \text{ cm}^3$, jadi dapat diabaikan. Untuk titrasi asam lemah dengan basa kuat indikator fenolftalein sudah tepat digunakan karena titik ekuivalen berada pada awal trayek pH (8,3).

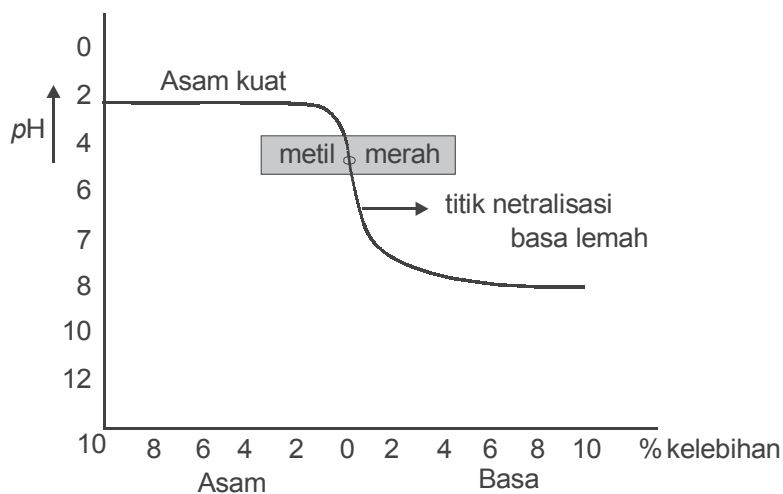
4. Penetralkan basa lemah oleh asam kuat

Perubahan pH pada penetralkan basa lemah oleh asam kuat, misalnya larutan $100 \text{ mL NH}_4\text{OH } 0,1 \text{ M}$ dititrasi dengan larutan $\text{HCl } 0,1 \text{ M}$ atau sebaliknya.

Tabel 5.9 Harga pH pada titrasi basa lemah dengan asam kuat

No.	Penambahan HCl (mL)	% kelebihan		$\frac{M_b}{M_g}$	pOH	pH	Keterangan
		Basa	Asam				
1	0	100	-	-	2,87	11,13	1)
2	50	50	-	$\frac{50}{50}$	4,75	9,25	2)
3	90	10	-	$\frac{10}{90}$	5,7	8,3	
4	99	1	-	$\frac{1}{99}$	6,75	7,25	

No.	Penambahan HCl (mL)	% kelebihan		$\frac{M_b}{M_g}$	pOH	pH	Keterangan
		Basa	Asam				
5	99,9	0,1	-	$\frac{0,1}{99,9}$	7,76	6,24	3) Titik ekuivalen
6	100	-	-	-		5,28	
7	100,1	-	0,1	-		4,3	
8	101	1	-	-		3,3	
9	110	-	10	-		2,3	
10	200	-	100	-		1,5	



Gambar 5.6 Kurva titrasi asam kuat dengan basa lemah



Percobaan

Dalam kehidupan sehari-hari, teknik titrasi banyak digunakan misalnya untuk mengetahui kadar suatu zat.

Menentukan Kadar Asam di Perdagangan

Asam cuka sering digunakan di dapur untuk keperluan memasak dengan bermacam-macam merek. Coba perhatikan apa yang tertulis dalam label asam cuka.

Perlu diketahui kadar asam cuka pekat adalah 17,4 M. Apakah kadar yang tertulis dalam label itu benar? Untuk menentukan kadar asam asetat dalam cuka dapur tersebut dapat dilakukan dengan cara titrasi asam basa.

Cara Kerja

1. Catat merek cuka yang digunakan dan kadar asam yang tercantum pada labelnya.
2. Ambil 2 mL larutan asam cuka dan tambahkan 1 tetes indikator fenolftalein.
3. Titrasi larutan ini dengan larutan NaOH 0,1 M.
4. Catat volume NaOH yang digunakan sampai indikator tepat berubah warna.
5. Hitung molaritas larutan CH_3COOH dalam cuka dapur.
6. Bandingkan dengan label pada botol cuka (massa jenis larutan 0,95 g/mL)

Contoh perhitungan

Untuk mengetahui % asam cuka dilakukan dengan titrasi 2 mL larutan asam cuka dan memerlukan 35 mL larutan NaOH 0,1 M. Massa jenis larutan 950 g/L.

- a. Tentukan molaritas asam cuka!
- b. Berapa % kadar asam cuka tersebut?

Jawab:

$$\text{a. } M_{\text{asam}} = \frac{V_{\text{basa}} \times V_{\text{basa}}}{V_{\text{asam}}} = \frac{35 \times 0,1}{2} = 1,75 \text{ M}$$

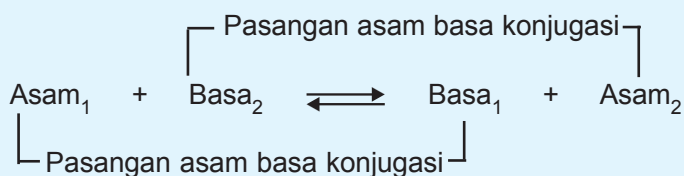
- b. Dalam 1 liter larutan cuka terdapat $1,75 \times 60$ gram cuka = 105 gram cuka. Berat 1 liter larutan = 950 gram.

$$\% \text{ larutan cuka} = \frac{105}{950} \times 100\% = 11,05\%$$



Rangkuman

1. Asam mempunyai rasa masam dan basa mempunyai rasa pahit.
2. Zat indikator dapat mengubah warna bila lingkungannya berubah sifat.
3. Indikator asam dan basa yang sering digunakan di laboratorium adalah indikator kertas lakmus.
 - larutan asam, memerahkan kertas lakmus biru,
 - larutan basa, membirukan kertas lakmus merah,
 - larutan netral tidak mengubah warna lakmus.
4. Asam menurut Arrhenius adalah suatu zat yang bila dilarutkan dalam air dapat memberikan atau memperbesar konsentrasi ion H^+ .
5. Basa menurut Arrhenius adalah suatu zat yang bila dilarutkan dalam air dapat memperbesar konsentrasi ion OH^- .
6. Konsep asam basa menurut Bronsted dan Lowry.
 - a. Asam ialah senyawa yang dapat memberikan proton kepada senyawa lain, disebut donor proton.
 - b. Basa ialah senyawa yang dapat menerima proton dari senyawa lain, disebut akseptor proton.



7. Garam ialah senyawa yang terbentuk dari ion positif dan ion negatif asam.
8. Derajat ionisasi (α) = $\frac{\text{Jumlah mol zat yang terionisasi}}{\text{Jumlah mol zat mula-mula}}$

9. Tetapan ionisasi asam lemah: $K_a = \frac{[H^+] \cdot [A^-]}{[HA]}$

$$[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M_a}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{M_a}}$$

10. Tetapan ionisasi basa lemah: $K_b = \frac{[L^+] \cdot [OH^-]}{[LOH]}$

$$[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M_b}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_b}{M_b}}$$

11. Pada suhu 25 °C harga tetapan kesetimbangan air murni $K_w = 1 \times 10^{-14}$.
12. Keasaman suatu larutan dinyatakan dengan derajat keasaman (pH) yang didefinisikan sebagai $-\log [H^+]$ larutan.
13. Larutan bersifat asam jika $pH < 7$, netral jika $pH = 7$, dan basa jika $pH > 7$.
14. Harga pH suatu larutan dapat ditunjukkan dengan indikator. Untuk menentukan kadar suatu asam atau basa dapat dilakukan dengan titrasi asam atau basa itu.
15. Trayek perubahan warna indikator adalah batas-batas pH di mana indikator mengalami perubahan warna.
16. - pH adalah $-\log [H^+]$; untuk asam kuat $[H^+] = a \cdot M$
- pOH adalah $-\log [OH^-]$; untuk basa kuat $[OH^-] = b \cdot M$
- $pH + pOH = 14$.
- untuk asam lemah = $[H^+] = \alpha \cdot M_a$
 $[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M_a}$
- untuk basa lemah = $[OH^-] = \alpha \cdot M_b$
 $[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M_b}$