



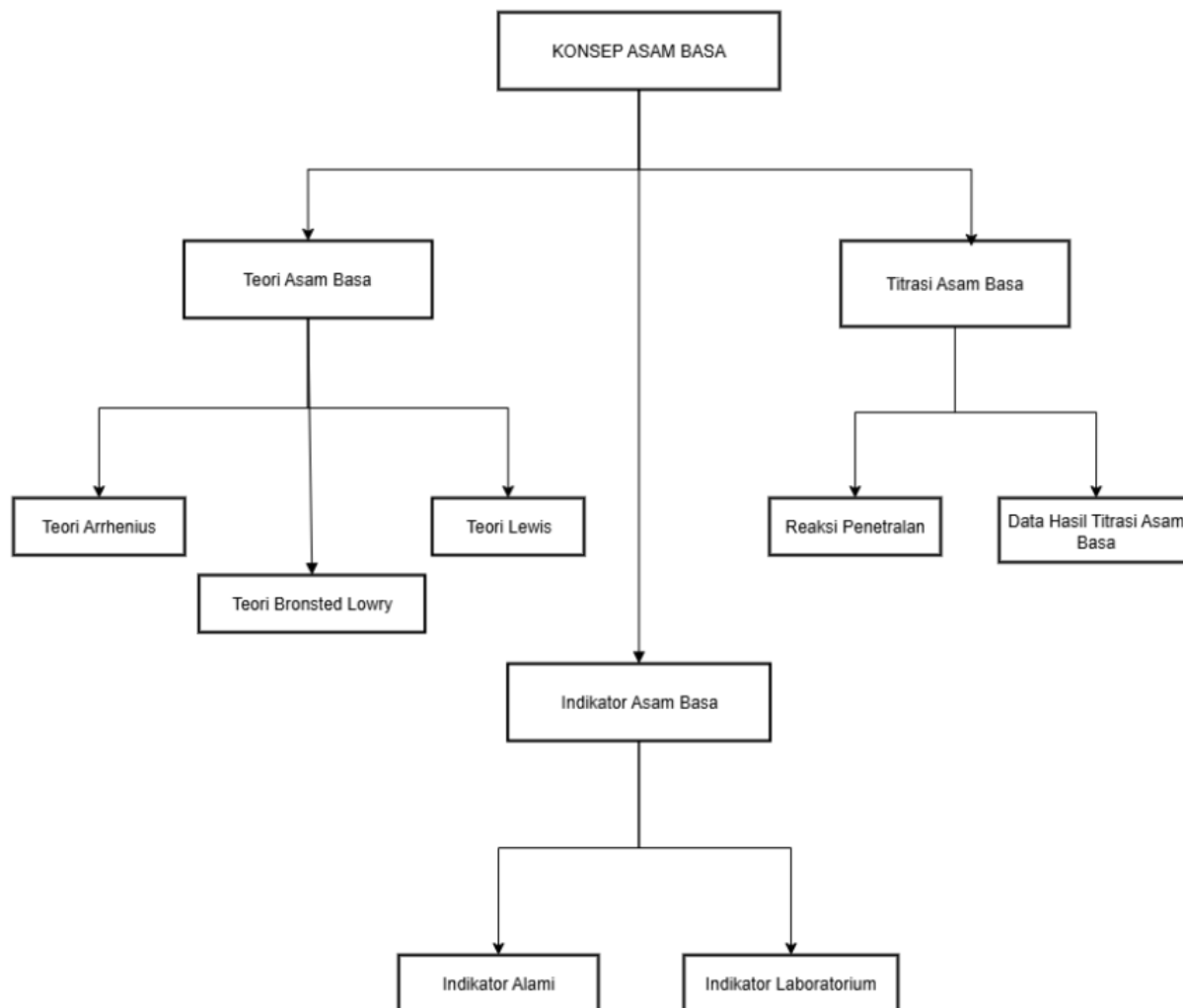
UNIVERSITAS
LAMPUNG

KONSEP ASAM DAN BASA

Tahun Ajaran 2025

Disusun Oleh:
NeoEngineer

PETA KONSEP



TEORI ASAM DAN BASA**Uraian Materi**

Asam dan basa merupakan dua kelompok zat kimia yang memiliki sifat berlawanan, namun keduanya sama-sama berperan penting dalam kehidupan sehari-hari. Istilah "asam" biasanya digunakan untuk menggambarkan zat yang memiliki rasa masam. Contoh asam dalam kehidupan sehari-hari adalah lemon. Sedangkan "basa" sering dihubungkan dengan rasa pahit atau sifat licin pada permukaannya. Contoh basa dalam kehidupan sehari-hari adalah sabun. Kedua jenis zat ini dapat dikenali tidak hanya melalui rasa dan tekstur, tetapi juga melalui sifat kimia yang khas.

Secara ilmiah, asam adalah zat yang dapat melepaskan ion hidrogen (H^+) ketika dilarutkan dalam air, sedangkan basa adalah zat yang dapat melepaskan ion hidroksida (OH^-) atau menerima ion hidrogen. Perbedaan mendasar ini membuat asam dan basa menunjukkan perilaku yang berbeda saat bereaksi, baik dengan zat lain maupun ketika diuji dengan indikator pH.



(a) Lemon



(b) Sabun

Gambar 1 Contoh Asam dan Basa

Sumber:

<https://tse2.mm.bing.net/th/id/OIP.YUtrIQpBX9TVyz2MC61ORAHaFg?pid=Api&P=0&h=220>

A. Teori Asam dan Basa**1. Teori Arrhenius**

Teori Arrhenius merupakan salah satu teori awal yang digunakan untuk menjelaskan sifat asam dan basa berdasarkan perilaku zat tersebut di dalam air. Menurut Arrhenius, seorang ilmuwan asal Swedia yang mengemukakan teori ini

pada tahun 1884, asam adalah zat yang dapat menghasilkan ion hidrogen atau ion H^+ (proton) ketika dilarutkan dalam air.

Jika H_aX adalah asam, maka reaksi ionisasi senyawa H_aX dalam air adalah sebagai berikut:



Keterangan: a : valensi asam atau jumlah ion H^+ yang dihasilkan jika 1 molekul senyawa asam mengalami reaksi ionisasi.

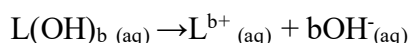
Berikut ini adalah beberapa contoh senyawa asam dan reaksi ionisasinya dalam air:

Tabel 1d Contoh Senyawa Asam dan Reaksi Ionisasinya

No.	Rumus Asam	Nama Asam	Reaksi Ionisasi	Sisa Asam
1	HCL	Asam Klorida	$HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$	Cl^-
2	HBr	Asam Bromida	$HBr_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$	Br^-
3	H_2SO_4	Asam Sulfat	$H_2SO_{4(aq)} \rightarrow 2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$	SO_4^{2-}
4	H_2S	Asam Sulfida	$H_2S_{(aq)} \rightarrow 2H^+_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$	S^{2-}

Sebaliknya, basa adalah zat yang dapat menghasilkan ion hidroksida atau OH^- saat dilarutkan dalam air. Dengan kata lain, sifat asam dan basa menurut Arrhenius sangat bergantung pada kemampuan zat tersebut dalam melepaskan atau menghasilkan ion tertentu dalam larutan berair.

Jika $L(OH)_b$ adalah asam, maka reaksi ionisasi senyawa $L(OH)_b$ dalam air adalah sebagai berikut:



Tabel 2 Contoh Senyawa Basa dan Reaksi Ionisasinya

No	Rumus Asam	Nama Asam	Reaksi Ionisasi	Valensi
1	NaOH	Natrium Hidroksida	$NaOH_{(aq)} \rightarrow Na^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	1
2	KHO	Kalium Hidroksida	$KOH_{(aq)} \rightarrow K^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)}$	1
3	$Mg(OH)_2$	Magnesium Hidroksida	$Mg(OH)_2_{(aq)} \rightarrow Mg^{2+}_{(aq)} + 2OH^-_{(aq)}$	2
4	$Al(OH)_3$	Alumunium Hidroksida	$Al(OH)_3_{(aq)} \rightarrow Al^{3+}_{(aq)} + 3OH^-_{(aq)}$	3

5	NH ₃	Amoniak	$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$	1
---	-----------------	---------	--	---

Dari Tabel diatas NH₃ tidak mempunyai gugus OH namun NH₃ dalam larutannya dapat menghasilkan OH. Tidak semua senyawa yang dalam rumus kimianya terdapat gugus hidroksida termasuk golongan basa.

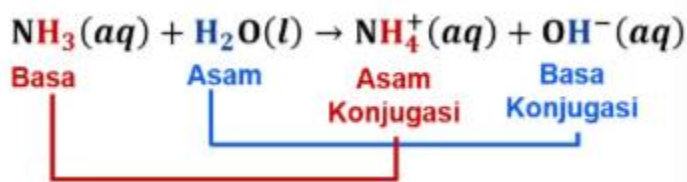
2. Teori Bronsted Lowry

Teori ini merupakan pengembangan dari teori Arrhenius yang sebelumnya hanya membatasi definisi asam dan basa pada larutan berair. Brønsted–Lowry memperluas konsep ini sehingga dapat menjelaskan reaksi asam-basa yang terjadi di pelarut non-air, bahkan dalam fase gas. Menurut Bronsted Lowry, Asam adalah zat yang mendonorkan ion hidrogen (H⁺) atau proton. Basa adalah zat yang menerima ion hidrogen (H⁺) atau proton.

Asam adalah yang mendonor H⁺ (proton)

Basa adalah akseptor H⁺ (proton)

Secara umum dalam Teori Asam Basa Bronsted Lowry dalam reaksi berlaku pasangan asam basa konjugasi sebagai berikut:



3. Teori Lewis

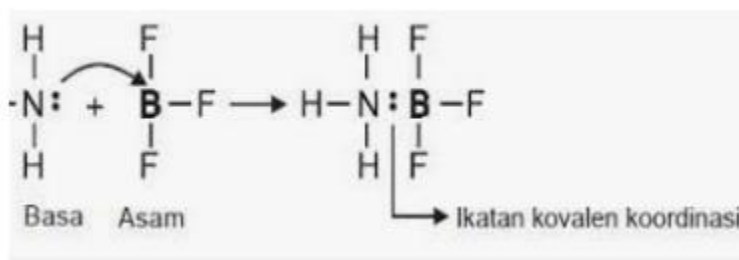
Lewis mendefinisikan asam dan basa tidak lagi terbatas pada adanya ion H⁺ atau OH⁻, melainkan berdasarkan kemampuan suatu zat untuk menerima atau menyumbangkan pasangan elektron bebas. Dalam teori ini, asam Lewis adalah zat yang menerima pasangan elektron bebas, sedangkan basa menurut Lewis adalah zat yang menyumbangkan pasangan elektron bebas. Definisi ini membuat teori

Lewis jauh lebih umum dan dapat digunakan untuk menjelaskan banyak reaksi yang tidak melibatkan proton (H^+).

Asam : Zat yang menerima (akseptor) pasangan electron bebas

Basa : Zat yang memberikan (donor) pasangan electron bebas

Sebagai ilustrasi, interaksi antara BF_3 dan NH_3 dapat dikategorikan sebagai reaksi asam–basa menurut teori Lewis. Dalam reaksi ini, BF_3 berperan sebagai asam Lewis, sedangkan NH_3 bertindak sebagai basa Lewis. Molekul NH_3 menyumbangkan pasangan elektron bebasnya kepada BF_3 , sehingga menghasilkan pembentukan ikatan kovalen koordinasi antara kedua senyawa tersebut.



Berdasarkan definisi Lewis, BF_3 merupakan asam karena mampu menerima sepasang electron, sedangkan NH_3 merupakan basa karena menyumbangkan sepasang electron. Contoh lainnya adalah reaksi antara Na_2O dan SO_3 yang menghasilkan Na_2SO_4 .

Silakan klik link video berikut untuk mempelajari lebih dalam mengenai teori asam basa! https://youtu.be/e_0mceAEvks?si=XdCM1m54VgNhmZcd

INDIKATOR ASAM DAN BASA

Uraian Materi

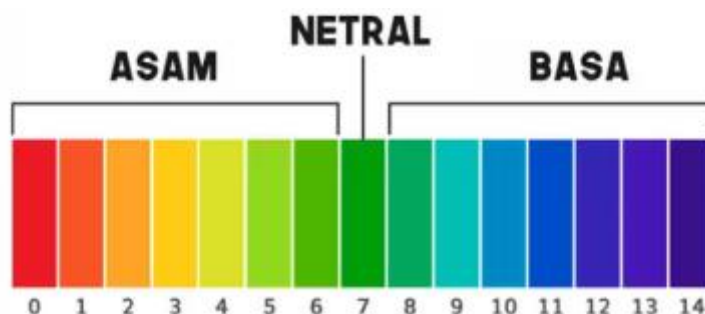
Indikator asam-basa adalah senyawa atau bahan yang dapat menunjukkan perubahan warna ketika berada dalam larutan asam maupun basa. Perubahan warna ini terjadi karena indikator mengalami perubahan struktur kimia saat bereaksi dengan ion hidrogen (H^+) atau ion hidroksida (OH^-) yang terdapat dalam larutan. Indikator digunakan untuk memperkirakan tingkat keasaman atau kebasaan suatu larutan, baik secara kualitatif (melalui pengamatan warna) maupun kuantitatif (menggunakan pH meter). Penggunaan indikator sangat penting dalam berbagai bidang, seperti analisis kimia, pengajaran di laboratorium, industri makanan, hingga penelitian ilmiah.

A. Derajat Keasaman

Derajat keasaman atau pH merupakan suatu ukuran yang digunakan untuk menunjukkan tingkat keasaman atau kebasaan suatu larutan, yang secara khusus menggambarkan konsentrasi ion hidrogen (H^+) di dalam larutan tersebut. Nilai pH ditentukan menggunakan persamaan:

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

Skala pH ditunjukkan pada gambar berikut:



Gambar 2 Skala Keasaman

Sumber: <https://1.bp.blogspot.com>

Derajat keasaman berhubungan langsung dengan kekuatan asam atau basa. Asam kuat memiliki pH yang sangat rendah karena melepaskan ion H^+ dalam jumlah besar, sedangkan basa kuat memiliki pH tinggi karena menghasilkan ion OH^- yang banyak. Pengukuran pH dapat dilakukan menggunakan indikator alami, indikator buatan, atau alat elektronik seperti pH meter.

B. Indikator Asam Basa

Indikator asam–basa merupakan senyawa khusus yang digunakan untuk membantu menentukan kisaran pH suatu larutan. Senyawa ini akan mengalami perubahan warna tertentu ketika bereaksi dengan larutan bersifat asam maupun basa. Beberapa indikator dapat diperoleh dari bahan alami, sedangkan sebagian lainnya dibuat secara sintetis di laboratorium untuk keperluan analisis yang lebih presisi.

1. Indikator Alami

Indikator alami adalah senyawa penunjuk pH yang berasal dari bahan hayati, seperti pigmen pada tumbuhan, yang warnanya berubah sesuai dengan perubahan derajat keasaman larutan. Perubahan ini terjadi karena struktur molekul pigmen mengalami pergeseran bentuk ionisasi pada pH berbeda sehingga menyerap cahaya dengan panjang gelombang yang berbeda. Indikator alami mudah diekstrak dengan air atau etanol, bersifat non-toksik, dan ramah lingkungan sehingga banyak digunakan dalam pendidikan maupun penelitian.

Tabel 3. Perubahan warna indikator alami

No.	Ekstrak	Perubahan Warna			
		Air Jeruk Nipis	Air Sabun	Air Garam	Air Kapur
1	Kol ungu	Merah muda	Biru muda	Biru tua	Hijau muda
2	Kembang Sepatu	Merah	Ungu muda	Biru tua	Hijau tua
3	Kunyit	Kuning	Krem	Kuning muda	Oranye
4	Kulit manggis	Oranye	Merah bata	Kuning	Coklat
5	Kembang telang	Ungu muda	Biru pudar	Biru muda	Hijau tua

2. Indikator Laboratorium

a. Kertas Lakmus

Alat ini sering digunakan di laboratorium maupun praktikum sekolah karena praktis, murah, dan mampu memberikan indikasi pH secara cepat, meskipun tidak memberikan nilai pH yang tepat seperti pH meter. Adapun perubahan warna pada kertas lakmus ketika bereaksi dengan larutan asam atau basa adalah sebagai berikut:

Tabel 4 Perubahan warna kertas lakmus

Larutan	Kertas Lakmus	
	Lakmus Merah	Lakmus Biru
Asam	Tetap merah	Berubah menjadi merah
Netral	Tetap merah	Tetap biru
Basa	Berubah menjadi biru	Tetap biru

b. Indikator Universal

Indikator universal adalah campuran beberapa indikator asam–basa yang dirancang untuk menutupi rentang pH luas, biasanya dari pH 1 hingga 14. Ketika bereaksi dengan larutan, indikator ini akan menghasilkan perubahan warna yang berbeda pada setiap nilai pH.



Gambar 3. Indikator Universal

Sumber: blogkimia.com

3. Indikator Larutan

Indikator larutan adalah indikator asam basa yang digunakan dalam bentuk cair, biasanya diperoleh dari senyawa sintetik yang dilarutkan dalam pelarut tertentu

seperti air atau etanol. Indikator ini bekerja dengan menampilkan perubahan warna yang jelas pada kisaran pH tertentu akibat pergeseran kesetimbangan ionisasi molekul indikator.

Tabel 5. Perubahan warna indikator larutan

No.	Indikator	Trayek pH	Perubahan Warna
1.	Fenolftaleine	8.3 – 10.0	Tak berwarna
2.	Bromtimol biru	6.0 – 7.6	Kuning ke biru
3.	Metil merah	4.4 – 6.2	Merah ke kuning
4.	Metil jingga	3.1 – 4.4	Merah ke kuning

4. pH Meter

pH meter adalah alat ukur elektronik yang digunakan untuk menentukan nilai pH suatu larutan secara kuantitatif dengan akurasi tinggi. Alat ini bekerja menggunakan elektroda gelas yang sensitif terhadap ion hidrogen, dihubungkan ke rangkaian pengukur yang mengubah perbedaan potensial menjadi nilai pH yang ditampilkan pada layar digital.



Gambar 4. pH Meter

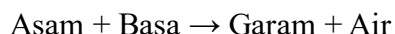
Sumber: <https://darmasakti.com/wp-content/uploads/2023/06/pH-Meter.jpg>

Silakan klik link video berikut untuk mempelajari lebih dalam terkait indikator asam basa! <https://youtu.be/4aJckRYT-mk?si=XBX7xMs3o3NC98uw>

TITRASI ASAM BASA

Uraian Materi**A. Reaksi Penetralkan**

Reaksi penetralan pada titrasi asam–basa terjadi ketika ion H^+ dari larutan asam bereaksi dengan ion OH^- dari larutan basa membentuk air (H_2O), sementara ion sisa membentuk garam sehingga reaksi umumnya ditulis sebagai:



Adapun contoh seperti halnya obat maag, pada reaksi antara obat maag seperti aluminium hidroksida dan magnesium hidroksida yaitu:

Dengan aluminium hidroksida : $3HCl + Al(OH)_3 \rightarrow AlCl_3 + 3H_2O$

Dengan magnesium hidroksida : $2HCl + Mg(OH)_2 \rightarrow MgCl_2 + 2H_2O$

Pada reaksi penetralan jumlah mol ion H^+ sama dengan jumlah mol ion OH^- , sehingga akan berlaku rumus berikut.

$$V_a \times M_a \times \text{valensi asam} = V_b \times M_b \times \text{valensi basa}$$

Keterangan:

V_a : Volume asam

V_b : Volume basa

M_a : Molaritas asam

M_b : Molaritas basa

Valensi asam : valensi asam

Valensi basa : valensi basa

Pada reaksi antara asam dan basa dengan konsentrasi yang sama, hasilnya tidak selalu berupa larutan netral, karena dipengaruhi oleh kekuatan masing-masing zat tersebut. Proses penetralan asam dengan basa, atau sebaliknya, dapat dilakukan melalui metode titrasi, yaitu penambahan larutan standar (larutan dengan konsentrasi yang sudah diketahui) dengan bantuan indikator.

1. Langkah – Langkah Melakukan Titrasi Asam Basa

- a. Larutan yang akan digunakan untuk menitrasi (diteteskan) dimasukkan ke dalam buret (pipa panjang berskala). Larutan dalam buret disebut penitrasi.

- b. Larutan yang akan dititrasi dimasukkan ke dalam erlenmeyer dengan mengukur volumenya terlebih dahulu.
- c. Memberikan beberapa tetes indikator pada larutan yang dititrasi (dalam erlenmeyer) menggunakan pipet tetes. Indikator yang dipakai adalah yang perubahan warnanya sekitar titik ekuivalen.
- d. Proses titrasi, yaitu larutan yang berada dalam buret diteteskan secara perlahan-lahan melalui kran ke dalam erlenmeyer. Erlenmeyer digoyang-goyang sehingga larutan penitrasi dapat larut dengan larutan yang berada dalam erlenmeyer. Penambahan larutan penitrasi ke dalam erlenmeyer dihentikan ketika sudah terjadi perubahan warna dalam erlenmeyer. Perubahan warna ini menandakan telah tercapainya titik akhir titrasi (titik ekuivalen).
- e. Mencatat volume yang dibutuhkan larutan penitrasi dengan melihat volume yang berkurang pada buret setelah dilakukan proses titrasi.

2. Perangkat Untuk Melakukan Titrasi Asam Basa

- a. Buret
Berupa tabung kaca bergaris dan memiliki kran di ujungnya. Buret berfungsi untuk mengeluarkan larutan dengan volume tertentu.
- b. Statif dan Klem
Statif terbuat dari besi atau baja yang berfungsi untuk menegakkan buret.
Klem buret terbuat dari besi atau baja untuk memegang buret yang digunakan untuk titrasi.
- c. Erlenmeyer
Erlenmeyer adalah peralatan gelas (Glass ware equipment) yang sering kali digunakan untuk analisa dalam laboratorium. Erlenmeyer berfungsi sebagai tempat untuk melakukan titrasi bahan.

Dalam titrasi asam-basa, dipilih indikator yang mengalami perubahan warna pada pH netral atau mendekati netral. Salah satu indikator yang umum digunakan adalah fenolftalein (phenolphthalein/pp), selain itu dapat pula digunakan metil merah maupun bromtimol biru.

Penting!!

Titik ekuivalen : Saat jumlah mol H^+ sama dengan jumlah mol OH^- , biasanya ditunjukkan dengan harga pH.

Titik akhir titrasi : Saat indikator berubah warna.

Contoh:

Seseorang siswa melakukan percobaan titrasi asam-basa untuk menentukan konsentrasi asam asetat CH_3COOH dalam cuka dapur 100 mL. Larutan cuka yang dituangkan ke dalam labu ukur sebanyak 10 mL diencerkan menjadi 100 mL. Kemudian dari labu ukur diambil sebanyak 20 mL dan dititrasi dengan larutan NaOH 0,1 M. Adapun indikator asam-basanya adalah fenolftalein. Warna larutan CH_3COOH berubah warna dari bening menjadi merah muda tepat ketika volume NaOH yang dikucurkan adalah 6 mL. Tentukan konsentrasi dan kadar asam asetat CH_3COOH tersebut dalam cuka dapur! ($\rho \text{CH}_3\text{COOH} = 1,049 \text{ g/cm}^3$)

Penyelesaian :

Diketahui:

- V larutan cuka dapur dalam kemasan = 100 mL
- V larutan cuka yang diambil = 10 mL (kemudian diencerkan menjadi 100 mL)
- V larutan cuka yang akan dititrasi = 20 mL (diambil dari 100 mL larutan cuka yang telah diencerkan)
- M NaOH = 0,1 M
- V NaOH = 6 mL

Ditanya: Kadar asam asetat CH_3COOH

Jawab:

1. Konsentrasi asam cuka yang dititrasi :

$$\begin{aligned} V_a \times M_a \times \text{val. Asam} &= V_b \times M_b \times \text{val. basa} \\ 20 \text{ mL} \times M_a \times 1 &= 6 \text{ mL} \times 0,1 \text{ M} \times 1 \\ 20 \text{ mL} \times M_a &= 0,6 \text{ mL M} \end{aligned}$$

$$M_a = 0,6 \text{ mL M} / 20 \text{ mL}$$

$$M_a = 0,03 \text{ M (konsentrasi setelah pengenceran atau } M_2)$$

2. Konsentrasi sebelum pengenceran (M_1):

$$V_1 \times M_1 = V_2 \times M_2$$

$$10 \text{ mL} \times M_1 = 100 \text{ mL} \times 0,03 \text{ M}$$

$$M_1 = 100 \text{ mL} \times 0,03 \text{ M} / 10 \text{ mL}$$

$$M_1 = 0,3 \text{ M (Konsentrasi cuka dalam kemasan)}$$

3. Massa asam asetat dalam kemasan cuka dapur

Ingat!

$$M = \text{mol/volume(L)}$$

$$\text{Massa} = \text{mol} \times Mr$$

$$\text{Massa jenis} = \text{massa/volume}$$

$$M = \frac{\text{Massa}}{Mr} \times \frac{1000}{V_{(\text{ml})}}$$

$$0,3 = \frac{\text{Massa}}{60} \times \frac{1000}{100}$$

$$\text{Massa} = 1,8 \text{ gram}$$

4. Kadar asam asetat dalam cuka dapur:

$$5. \text{ Kadar zat (\%)} = \frac{\text{Massa zat terlarut}}{\text{Massa larutan}} \times 100\%$$

$$\text{Massa larutan} = \text{Volumen larutan} \times \text{massa jenis larutan}$$

$$= 100 \text{ ml} \times 1,049$$

$$= 104,9 \text{ gram}$$

$$\text{Massa kadar asam asetat} = \frac{1,8}{104,9 \text{ gr}} \times 100\% \\ = 1,71\%$$

Setelah memerhatikan contoh di atas, maka dapat dilihat bahwa untuk menemukan ukuran kandungan asam dalam bentuk kemolaran berdasarkan data persen volume yang tercantum pada botol kemasan asam cuka, maka dibutuhkan larutan basa yang sudah diketahui molaritasnya dan indikator asam basa dengan metode titrasi.

B. Data Hasil Titrasi Asam Basa

Penentuan konsentrasi asam basa dengan metode titrasi yang dilakukan di laboratorium akan menggunakan data hasil titrasi asam basa. Pada bagian ini kita akan mempelajari tentang cara penentuan konsentrasi asam basa dengan menggunakan data hasil titrasi asam basa.

Cara menghitung konsentrasi HCl dari data titrasi adalah sebagai berikut. Pada saat titik akhir titrasi atau saat indikator fenolftalein berubah warna yaitu $\text{pH} = 7$, akan dicapai titik ekuivalen. $\text{Mol H}^+ = \text{mol OH}^-$, maka rumus yang digunakan sebagai berikut.

Tabel 6. Data Hasil Percobaan

No.	Volume HCl (ml)	Volume NaOH (ml)	
		Mula-mula	Akhir titrasi
1	20	50	38,35

2	20	38,35	26,75
3	20	26,75	15,14

Berdasarkan data hasil titrasi HCl dengan NaOH 0,1 M di atas, kita dapat menghitung konsentrasi HCl dilakukan dengan Langkah- Langkah sebagai berikut:

1. Menghitung Volume NaOH pada masing-masing percobaan.
 - a. Volume NaOH mula-mula adalah posisi volume NaOH yang terdapat pada buret.
 - b. Posisi volume NaOH yang terdapat dalam buret pada saat warna indicator berubah

Volume NaOH = Volume NaOH mula-mula – volume NaOH pada akhir titrasi

$$\text{Percobaan 1} = 50 \text{ ml} - 38,35 \text{ ml} = 11,65 \text{ ml}$$

$$\text{Percobaan 2} = 38,35 \text{ ml} - 26,75 \text{ ml} = 11,60 \text{ ml}$$

$$\text{Percobaan 3} = 26,75 \text{ ml} - 15,14 \text{ ml} = 11,61 \text{ ml}$$

$$\text{Volume NaOH rata-rata} = \frac{11,65 \text{ ml} + 11,60 \text{ ml} + 11,61 \text{ ml}}{3} = 11,62 \text{ ml}$$

2. Volume NaOH rata-rata yang sudah diperoleh dimasukkan ke dalam rumus:

$V_a \times M_a \times \text{valensi asam} = V_b \times M_b \times \text{valensi basa}$

$V_a \times M_a \times \text{val. Asam} = V_b \times M_b \times \text{val. Basa}$

$$20 \text{ ml} \times M_a \times 1 = 11,62 \text{ ml} \times 0,1 \text{ M} \times 1$$

$$M_a = \frac{11,62 \text{ ml} \times 0,1 \text{ M} \times 1}{20 \text{ ml}}$$

$$M_a = 0,0581 \text{ M}$$

Jadi konsentrasi HCl yang dititrasi adalah **0,0581 M**

Silakan klik link video berikut untuk mempelajari lebih dalam terkait titrasi asam basa!

<https://youtu.be/EqMVS53UDNw?si=2qQmryfOzK4KnAgD>

