

KEGIATAN PEMBELAJARAN 1

TEORI ASAM DAN BASA

A. Tujuan Pembelajaran

Setelah kegiatan pembelajaran 1 ini kalian diharapkan dapat menjelaskan sifat asam basa senyawa menurut teori asam basa.

B. Uraian Materi

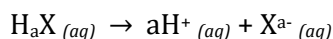
Senyawa asam dan basa sudah banyak dikenal oleh masyarakat. Berbagai kebutuhan kalian mulai dari makanan, minuman, obat-obatan serta keperluan kebersihan semuanya dapat tergolong dalam senyawa asam atau basa. Kalian mungkin dengan gampang bisa menentukan sifat larutan dari rasa. Secara umum yang berasa masam tergolong senyawa asam dan yang getir adalah tergolong senyawa basa. Tetapi tidak semua senyawa kita bisa mencicipi karena sifatnya yang berbahaya. Berikut ini akan dibahas konsep asam basa menurut beberapa ahli.

1. Teori Asam Basa

a. Teori Asam Basa Arrhenius

Menurut Arrhenius Asam adalah zat yang jika dimasukkan dalam air zat tersebut dapat menghasilkan ion hydronium (H^+). Senyawa asam pada umumnya merupakan senyawa kovalen polar yang terlarut 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.

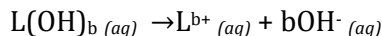
Berikut adalah contoh senyawa yang termasuk asam dan reaksi ionisasinya dalam air.

Tabel 1.1. Beberapa contoh asam dan reaksi ionisasinya

No.	Rumus Kimia	Nama	Reaksi ionisasi
1.	HCl	Asam klorida	$HCl_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$
2.	HBr	Asam bromida	$HBr_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + Br^-_{(aq)}$
3.	H_2SO_4	Asam sulfat	$H_2SO_{4(aq)} \rightarrow 2H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}_{(aq)}$
4.	HNO_3	Asam nitrat	$HNO_{3(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + NO_3^-_{(aq)}$
3.	H_2S	Asam sulfida	$H_2S_{(aq)} \rightarrow 2H^+_{(aq)} + S^{2-}_{(aq)}$
4.	CH_3COOH	Asam asetat	$CH_3COOH_{(aq)} \rightarrow H^+_{(aq)} + CH_3COO^-_{(aq)}$

Menurut Arrhenius basa adalah zat yang jika dimasukkan dalam air zat tersebut dapat menghasilkan ion hidroksida (OH^-).

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



Senyawa NH_3 merupakan senyawa kovalen polar tetapi bersifat basa karena dalam air dapat menghasilkan ion hidroksida.

Tabel 1.2. Beberapa contoh basa dan reaksi ionisasinya

No.	Rumus Kimia	Nama	Reaksi ionisasi
1.	NaOH	Natrium hidroksida	$NaOH (aq) \rightarrow Na^+ (aq) + OH^- (aq)$
2.	KOH	Kalium hidroksida	$KOH (aq) \rightarrow K^+ (aq) + OH^- (aq)$
3.	$Mg(OH)_2$	Magnesium hidroksida	$Mg(OH)_2 (aq) \rightarrow Mg^{2+} (aq) + 2OH^- (aq)$
4.	$Al(OH)_3$	Aluminium hidroksida	$Al(OH)_3 (aq) \rightarrow Al^{3+} (aq) + 3OH^- (aq)$
5.	NH_3	Amoniak	$NH_3(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons NH_4^+(aq) + OH^-(aq)$

b. Teori Asam Basa Bronsted-Lowry

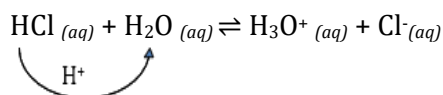
Teori asam basa Arrhenius tidak bisa menjelaskan sifat asam basa pada larutan yang tidak mengandung air. Kelemahan ini diatasi menggunakan teori asam basa bronsted-lowry. Teori ini bisa menjelaskan sifat asam basa larutan dengan jenis pelarut yang bermacam-macam.

Bronsted-lowry menjelaskan basa adalah spesi (ion atau molekul) yang dapat memberikan ion H^+ (donor proton), sedangkan basa adalah spesi yang dapat menerima ion H^+ (akseptor proton)

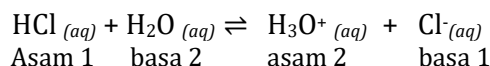
Asam = donor H^+

Basa = akseptor H^+

Berikut adalah contoh teori ini dalam menjelaskan sifat asam dan basa suatu larutan.

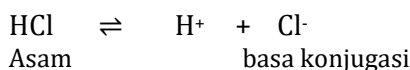


Dari peristiwa transfer proton tersebut maka masing-masing larutan dapat dijelaskan sifat asam dan basanya sebagai berikut:

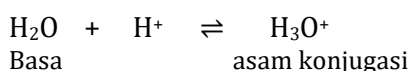


HCl bersifat asam karena memberikan ion H^+ pada molekul H_2O , kemudian H_2O bersifat basa karena menerima ion H^+ dari HCl.

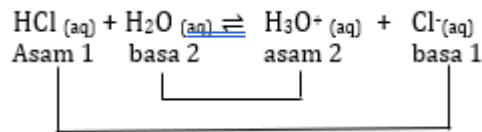
Cl^- adalah basa konjugasi dari HCl, berikut reaksi penjelasannya:



H_3O^+ adalah asam konjugasi dari H_2O , berikut reaksi penjelasannya:



Asam dan basa konjugasi atau basa dan asam konjugasi disebut sebagai pasangan asam basa konjugasi. Garis hubung berikut menunjukkan pasangan asam basa konjugasi



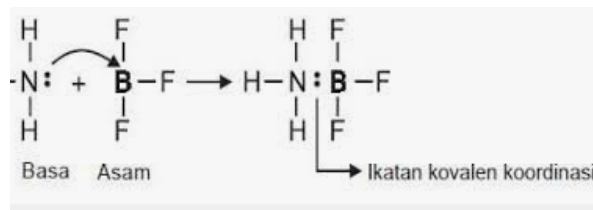
c. Teori Asam Basa Lewis

Dalam kesempatan lain, G. N. Lewis mengemukakan teori asam basa yang lebih luas dibanding kedua teori sebelumnya dengan menekankan pada pasangan elektron yang berkaitan dengan struktur dan ikatan. Menurut definisi asam basa Lewis asam adalah akseptor pasangan elektron, sedangkan basa adalah donor pasangan elektron.

Asam = akseptor pasangan elektron.

Basa = donor pasangan elektron

Sebagai contoh, reaksi antara BF_3 dan NH_3 merupakan reaksi asam-basa, di mana BF_3 sebagai asam Lewis dan NH_3 sebagai basa Lewis. NH_3 memberikan pasangan elektron kepada BF_3 sehingga membentuk ikatan kovalen koordinasi antara keduanya.



Kelebihan definisi asam basa Lewis adalah dapat menjelaskan reaksi-reaksi asam-basa lain dalam fase padat, gas, dan medium pelarut selain air yang tidak melibatkan transfer proton.

C. Rangkuman

1. Teori asam basa Arrhenius menjelaskan bahwa asam adalah senyawa yang di dalam air dapat melepaskan ion H^+ sedangkan basa adalah senyawa yang di dalam air dapat menghasilkan ion OH^- . Teori ini hanya terbatas untuk larutan dengan pelarut berupa air.
2. Teori asam basa Bronsted-Lowry menjelaskan bahwa asam adalah spesi yang memberikan proton (donor H^+) sedangkan basa adalah spesi yang menerima proton (akseptor H^+). Teori ini dapat menjelaskan sifat asam basa suatu larutan meskipun pelarutnya bukan air.
3. Teori asam basa Lewis menjelaskan bahwa asam adalah spesi penerima pasangan elektron, sedangkan basa adalah spesi yang memberikan pasangan elektron.

KEGIATAN PEMBELAJARAN 2

KESETIMBANGAN ION DALAM LARUTAN ASAM DAN BASA

A. Tujuan Pembelajaran

Setelah kegiatan pembelajaran 2 ini diharapkan kalian dapat menghitung konsentrasi ion H^+ dan OH^- dalam larutan berdasarkan kesetimbangan ion dalam larutan.

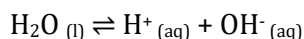
B. Uraian Materi

Asam cuka adalah bahan yang bisa ditambahkan pada makanan tertentu untuk mendapatkan rasa masam, misalnya pada acar mentimun. Mengapa asam cuka tidak boleh digantikan dengan asam lain misalnya asam klorida (air keras) padahal sama-sama bersifat asam. Iya, masyarakat sudah tahu bahwa air keras sangat berbahaya karena merusak jaringan kulit. Hal lain yang juga tidak mungkin terjadi yaitu mengisi akki dengan larutan asam cuka, karena asam cuka merupakan elektrolit dengan kekuatan daya hantar listrik sangat rendah. Masih ingatkah apa yang menyebabkan kekuatan daya hantar listrik dari suatu larutan? Kekuatan daya hantar listrik sebanding dengan jumlah ion-ion yang bergerak bebas dalam larutan tersebut.

Pokok bahasan ini akan memaparkan air sebagai pelarut murni, pengaruh penambahan zat asam atau zat basa sehingga membentuk larutan asam atau basa dengan kekuatan daya hantar listrik tertentu. Kekuatan daya hantar listrik larutan asam basa untuk selanjutnya diistilahkan dengan kekuatan asam atau basanya.

1. Tetapan Kesetimbangan Air

Air merupakan pelarut universal yang bersifat elektrolit sangat lemah. Sebagian kecil molekul air terionisasi menjadi ion H^+ dan OH^- , menurut reaksi:



Dari reaksi tersebut tetapan kesetimbangan air dirumuskan sebagai berikut:

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

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

Karena fraksi molekul air yang terionisasi sangat kecil, konsentrasi air yaitu H_2O hampir-hampir tidak berubah. Dengan demikian :

$$K[H_2O] = K_w = [H^+][OH^-]$$

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

Berdasarkan reaksi ionisasi air, kita tahu bahwa perbandingan ion H^+ dan OH^- dalam air murni (larutan netral) : $[H^+] = [OH^-]$

Sehingga rumusan K_w dapat ditulis sebagai berikut:

$$K_w = [H^+][H^+]$$

$$K_w = [H^+]^2$$

Berikut ini merupakan harga tetapan kesetimbangan air pada suhu tertentu:

Tabel 2.1. Tabel nilai K_w pada beberapa suhu tertentu.

Suhu ($^{\circ}\text{C}$)	K_w
0	$0,114 \times 10^{-14}$
10	$0,295 \times 10^{-14}$
20	$0,676 \times 10^{-14}$
25	$1,00 \times 10^{-14}$
60	$9,55 \times 10^{-14}$
100	$55,0 \times 10^{-14}$

Berdasarkan data, air murni pada suhu 25°C mempunyai nilai $K_w = 1 \times 10^{-14}$

Dari nilai tersebut didapat nilai

$$1 \times 10^{-14} = [\text{H}^+]^2$$

$$[\text{H}^+] = \sqrt{10^{-14}}$$

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

$$[\text{OH}^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

2. Pengaruh asam dan basa terhadap sistem kesetimbangan air.

a. Pengaruh asam

Berdasarkan konsep pergeseran kesetimbangan, penambahan ion H^+ dari suatu asam, akan menyebabkan $[\text{H}^+]$ dalam larutan bertambah, tetapi tidak akan mengubah K_w atau hasil kali $[\text{H}^+]$ dan $[\text{OH}^-]$. Hal ini menyebabkan kesetimbangan bergeser ke kiri dan $[\text{OH}^-]$ mengecil sehingga perbandingan ion H^+ dan OH^- dalam larutan asam : $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$

b. Pengaruh basa

Penambahan ion OH^- dari suatu basa, akan menyebabkan $[\text{OH}^-]$ dalam larutan bertambah, tetapi tidak akan mengubah K_w atau hasil kali $[\text{H}^+]$ dan $[\text{OH}^-]$. Hal ini menyebabkan kesetimbangan bergeser ke kiri dan $[\text{H}^+]$ mengecil. Hal ini menyebabkan perbandingan ion H^+ dan OH^- dalam larutan basa sebagai berikut: $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$

3. Cara Menghitung konsentrasi ion H^+ dan OH^- dalam larutan.

Dari penjelasan tentang sistem kesetimbangan air, perlu dipahami bahwa setiap larutan yang mengandung air pasti terdapat sistem kesetimbangan tersebut.

Kekuatan asam sebanding dengan jumlah ion H^+ , sedangkan kekuatan basa sebanding dengan jumlah ion OH^- .

Berikut penjelasan cara menentukan besar konsentrasi ion H^+ dan ion OH^- dalam larutan asam dan basa.

a. Asam Kuat

Suatu asam dikatakan sebagai asam kuat jika basa tersebut dapat terionisasi secara sempurna.

Contoh senyawa yang termasuk asam kuat :

- 1) Asam sulfat (H_2SO_4)
- 2) Asam bromida (HBr)
- 3) Asam iodida (HI)
- 4) Asam klorat (HClO_3)
- 5) Asam perklorat (HClO_4)

Dalam larutan asam, jumlah ion H^+ lebih banyak dibanding ion OH^- . Untuk menghitung konsentrasi ion H^+ dalam larutan asam dapat menggunakan rumus sebagai berikut:

$$[H^+] = M_a \times a$$

Dengan:

$[H^+]$ = konsentrasi ion H^+ (mol/L atau Molar)

M_a = Molaritas asam kuat (mol/L atau Molar)

a = valensi asam kuat.

Untuk menghitung konsentrasi ion H^+ dan ion OH^- dalam larutan asam kuat perhatikan contoh berikut:

Contoh soal:

Berapa konsentrasi ion H^+ dan ion OH^- dalam larutan HCl 0,1M pada suhu 25 °C?

Penyelesaian cara ke 1:

Diketahui :

$$M_a = 0,1 \text{ M}$$

Ditanya :

$$[H^+] = ?$$

$$[OH^-] = ?$$

Jawab :

HCl adalah asam kuat, rumus menghitung $[H^+]$ adalah

$$\begin{aligned} [H^+] &= M_a \times a \\ &= 0,1 \times 1 \\ &= 0,1 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Untuk menghitung $[OH^-]$, kalian bisa menggunakan rumusan K_w , sebagai berikut:

$$K_w = [H^+] [OH^-] \quad (\text{nilai } K_w = 10^{-14} \text{ pada suhu } 25 \text{ }^\circ\text{C}) \text{ sehingga}$$

$$10^{-14} = 0,1 \times [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{0,1}$$

$$[OH^-] = 10^{-13} \text{ mol/L}$$

Jadi

$$[H^+] = 0,1 \text{ mol/L}$$

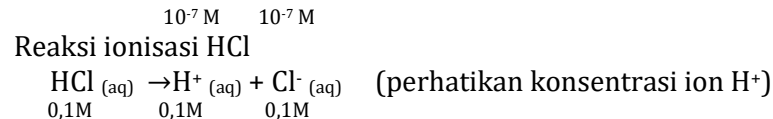
$$[OH^-] = 10^{-13} \text{ mol/L}$$

Penyelesaian cara ke 2:

Terdapat dua reaksi ionisasi

Reaksi ionisasi air (pelarut)





Total konsentrasi ion H^+ dalam larutan adalah $0,1 + 10^{-7}$ molar. Penambahan 10^{-7} tidak berpengaruh secara signifikan terhadap jumlah ion H^+ dalam larutan, sehingga konsentrasi ion H^+ dapat dianggap hanya berasal dari HCl.

$$[\text{H}^+] = 0,1 \text{ mol/L}$$

Selanjutnya untuk menghitung $[\text{OH}^-]$, kalian bisa menggunakan rumusan Kw, seperti pada penyelesaian cara ke 1.

Jadi

$$\begin{array}{l} [\text{H}^+] = 0,1 \text{ mol/L} \\ [\text{OH}^-] = 10^{-13} \text{ mol/L} \end{array}$$

b. Basa Kuat

Basa kuat adalah basa yang dapat terionisasi dengan sempurna.

Contoh senyawa yang termasuk basa kuat:

- 1) Litium hidroksida (LiOH)
- 2) Natrium hidroksida (NaOH)
- 3) Kalium hidroksida (KOH)
- 4) Kalsium hidroksida ($\text{Ca}(\text{OH})_2$)
- 5) Rubidium hidroksida (RbOH)
- 6) Stronsium hidroksida ($\text{Sr}(\text{OH})_2$)
- 7) Sesium hidroksida (CsOH)
- 8) Barium hidroksida ($\text{Ba}(\text{OH})_2$)
- 9) Magnesium hidroksida ($\text{Mg}(\text{OH})_2$)
- 10) Berilium hidroksida ($\text{Be}(\text{OH})_2$)

Dalam larutan basa, jumlah ion OH^- lebih banyak dibanding ion H^+ . Untuk menghitung konsentrasi ion OH^- dalam larutan basa dapat menggunakan rumus sebagai berikut:

$$[\text{OH}^-] = \text{Mb} \times b$$

Dengan:

$[\text{OH}^-]$ = konsentrasi ion OH^- (mol/L atau Molar)

Mb = Molaritas basa kuat (mol/L)

b = valensi basa kuat

Untuk menghitung konsentrasi ion H^+ dan ion OH^- dalam larutan basa kuat perhatikan contoh berikut:

Contoh soal:

Berapa konsentrasi ion H^+ dan ion OH^- larutan NaOH 0,1M pada suhu 25°C ?

Penyelesaian cara ke 1:

Diketahui :

$$\text{Mb} = 0,1 \text{ M}$$

Ditanya :

$$[H^+] = ?$$

$$[OH^-] = ?$$

Jawab :

NaOH adalah basa kuat, rumus menghitung $[OH^-]$ adalah

$$\begin{aligned} [OH^-] &= Mb \times b \\ &= 0,1 \times 1 \\ &= 0,1 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

Untuk menghitung $[H^+]$, kalian bisa menggunakan rumusan K_w , sebagai berikut:

$$K_w = [H^+] [OH^-] \quad (\text{nilai } K_w = 10^{-14} \text{ pada suhu } 25 \text{ }^\circ\text{C}) \text{ sehingga}$$

$$10^{-14} = [H^+] \times 0,1$$

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{0,1}$$

$$[H^+] = 10^{-13} \text{ mol/L}$$

Jadi

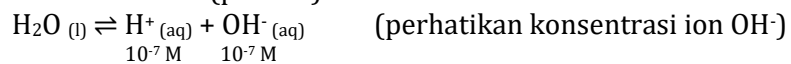
$$[OH^-] = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[H^+] = 10^{-13} \text{ mol/L}$$

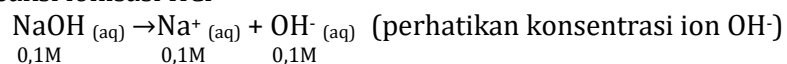
Penyelesaian cara ke 2:

Terdapat dua reaksi ionisasi zat,

- Reaksi ionisasi air (pelarut)



- Reaksi ionisasi HCl



Total konsentrasi ion OH^- dalam larutan adalah $0,1 + 10^{-7}$. Penambahan 10^{-7} tidak berpengaruh secara signifikan terhadap jumlah ion OH^- dalam larutan, sehingga ion OH^- dapat dianggap hanya berasal dari NaOH.

$$[OH^-] = 0,1 \text{ mol/L}$$

Cara menghitung $[H^+]$ sama dengan penyelesaian cara 1.

$$[H^+] = 10^{-13} \text{ mol/L}$$

Jadi

$$[OH^-] = 0,1 \text{ mol/L}$$

$$[H^+] = 10^{-13} \text{ mol/L}$$

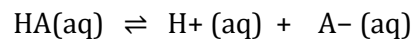
c. Asam Lemah

Asam lemah adalah asam yang terionisasi Sebagian dalam air. Contoh senyawa asam lebih:

- 1) Asam format ($HCOOH$)
- 2) Asam asetat atau Asam cuka (CH_3COOH)

- 3) Asam fluorida (HF)
- 4) Asam karbonat (H_2CO_3)
- 5) Asam sianida (HCN)
- 6) Asam nitrit (HNO_2)
- 7) Asam hipoklorit (HClO)
- 8) Asam sulfit (H_2SO_3)
- 9) Asam sulfida (H_2S)
- 10) Asam fosfit (H_3PO_3)

Dalam air, hanya Sebagian molekul asam lemah terurai menjadi ion-ionnya, sehingga derajat ionisasinya $0 < \alpha < 1$. Jika konsentrasi awal larutan asam lemah HA dinyatakan sebagai Ma, maka:



Mula-mula : Ma			(komposisi mula-mula tiap spesi)
Reaksi : $-\alpha\text{Ma}$	$+\alpha\text{Ma}$	$+\alpha\text{Ma}$	(reaktan berkurang, produk bertambah)
----- +			
Setimbang : $\text{Ma} - \alpha\text{Ma}$	αMa	αMa	(komposisi spesi saat setimbang)
$= (1 - \alpha)\text{Ma}$	αMa	αMa	

Jika nilai α sangat kecil ($\alpha \ll 1$), maka dapat diasumsikan nilai $(1 - \alpha) \approx 1$, sehingga persamaan Ka untuk asam lemah dapat ditulis seperti berikut:

$$K_a = \alpha^2 \times \text{Ma}$$

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_a}{\text{Ma}}}$$

Jadi, untuk menghitung konsentrasi ion H^+ dapat digunakan nilai K_a ataupun nilai α

$$[\text{H}^+] = \sqrt{K_a \times \text{Ma}}$$

Atau

$$[\text{H}^+] = \alpha \times \text{Ma}$$

Dengan :

K_a = tetapan ionisasi asam lemah.

Ma = molaritas asam lemah

α = derajat ionisasi asam lemah

Untuk menghitung konsentrasi ion H^+ dan ion OH^- dalam larutan asam lemah perhatikan contoh berikut:

Contoh soal:

Tentukan konsentrasi ion H^+ dan ion OH^- dalam larutan CH_3COOH 0,1 M dengan $K_a \text{CH}_3\text{COOH} = 10^{-5}$?

Penyelesaian :

Diketahui :

$$M_a = 0,1 \text{ M}$$

$$K_a = 10^{-5}$$

Ditanya :

$$[H^+] = ?$$

$$[OH^-] = ?$$

Jawab :

Larutan CH_3COOH adalah asam lemah, maka untuk menghitung konsentrasi ion H^+ menggunakan rumus:

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

$$[H^+] = \sqrt{10^{-5} \times 0,1}$$

$$[H^+] = \sqrt{10^{-6}}$$

$$[H^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Untuk menghitung $[OH^-]$, kalian bisa menggunakan rumusan K_w , sebagai berikut:

$$K_w = [H^+] [OH^-] \quad (\text{nilai } K_w = 10^{-14} \text{ pada suhu } 25 \text{ }^\circ\text{C}) \text{ sehingga}$$

$$10^{-14} = 10^{-3} \times [OH^-]$$

$$[OH^-] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}}$$

$$[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$$

Jadi

$$[H^+] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[OH^-] = 10^{-11} \text{ mol/L}$$

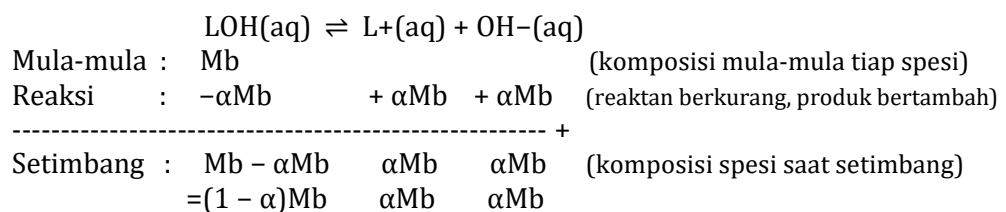
d. Basa Lemah

Basa lemah adalah basa yang terion sebagian ketika larut dalam air.

Contoh senyawa yang termasuk basa lemah adalah

- 1) Amonium hidroksida (NH_4OH)
- 2) Aluminium hidroksida ($Al(OH)_3$)
- 3) Besi (III) hidroksida ($Fe(OH)_3$)
- 4) Amoniak (NH_3)
- 5) Besi (II) hidroksida ($Fe(OH)_2$)

Dalam air, hanya sebagian basa lemah terurai menjadi ion-ionnya, sehingga derajat ionisasinya $0 < \alpha < 1$. Jika konsentrasi awal larutan basa lemah LOH dinyatakan sebagai M_b , maka:



Jika nilai α sangat kecil ($\alpha \ll 1$), maka dapat diasumsikan nilai $(1 - \alpha) \approx 1$, sehingga persamaan K_b untuk basa lemah dapat ditulis seperti berikut:

$$K_a = \frac{(\alpha Mb)(\alpha Mb)}{(1 - \alpha)Mb}$$

$$K_a = \frac{\alpha^2 Mb}{1 - \alpha}$$

Jadi, untuk menghitung konsentrasi ion OH^- dapat digunakan nilai K_b ataupun nilai α .

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

Atau

$$[\text{OH}^-] = \alpha \times Mb$$

Tabel 2.2. Tetapan ionisasi beberapa asam dan basa dapat dilihat pada tabel berikut:

Asam	Reaksi ionisasi dalam air	K_a
Asam klorit (HClO_2)	$\text{HClO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{ClO}_2^-$	$1,0 \times 10^{-2}$
Asam fluorida (HF)	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$	$6,8 \times 10^{-4}$
Asam nitrit (HNO_2)	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$4,5 \times 10^{-4}$
Asam format (HCOOH)	$\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	$1,8 \times 10^{-4}$
Asam benzoat ($\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$	$6,3 \times 10^{-5}$
Asam asetat (CH_3COOH)	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,8 \times 10^{-5}$
Asam hipoklorit (HOCl)	$\text{HOCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OCl}^-$	$3,0 \times 10^{-8}$
Asam sianida (HCN)	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$4,9 \times 10^{-10}$
Fenol ($\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{OH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_6\text{H}_5\text{O}^-$	$1,3 \times 10^{-10}$

Basa	Reaksi ionisasi dalam air	K_b
Metilamina (CH_3NH_2)	$\text{CH}_3\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$3,6 \times 10^{-4}$
Amonia (NH_3)	$\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,8 \times 10^{-5}$
Hidrazin (N_2H_4)	$\text{N}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{H}_5^+ + \text{OH}^-$	$1,7 \times 10^{-6}$
Hidroksilamina (NH_2OH)	$\text{HONH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HONH}_3^+ + \text{OH}^-$	$1,1 \times 10^{-8}$
Anilina ($\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_3^+ + \text{OH}^-$	$4,3 \times 10^{-10}$

Untuk menghitung konsentrasi ion H^+ dan ion OH^- dalam larutan asam lemah perhatikan contoh berikut:

Contoh soal:

Tentukan konsentrasi ion H^+ dan ion OH^- dalam larutan NH_3 0,1 M dengan $K_b \text{NH}_3 = 10^{-5}$?

Penyelesaian :

Diketahui :

$$M_b = 0,1 \text{ M}$$

$$K_b = 10^{-5}$$

Ditanya :

$$[H^+] = ?$$

$$[OH^-] = ?$$

Jawab :

Larutan NH_3 adalah basa lemah, maka untuk menghitung konsentrasi ion OH^- menggunakan rumus:

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

$$[OH^-] = \sqrt{10^{-5} \times 0,1}$$

$$[OH^-] = \sqrt{10^{-6}}$$

$$[OH^-] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

Untuk menghitung $[H^+]$, kalian bisa menggunakan rumusan K_w , sebagai berikut:

$$K_w = [H^+] [OH^-] \quad (\text{nilai } K_w = 10^{-14} \text{ pada suhu } 25 \text{ }^\circ\text{C}) \text{ sehingga}$$

$$10^{-14} = [H^+] \times 10^{-3}$$

$$[H^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-3}}$$

$$[H^+] = 10^{-11} \text{ mol/L}$$

Jadi

$$[OH^-] = 10^{-3} \text{ mol/L}$$

$$[H^+] = 10^{-11} \text{ mol/L}$$

C. Rangkuman

1. Tetapan kesetimbangan air adalah K_w dengan rumus: $K_w = [H^+] [OH^-]$
2. Dalam air murni (netral), perbandingan ion H^+ dan OH^- adalah $[H^+] = [OH^-]$
3. Pengaruh penambahan asam pada air murni, menyebabkan perbandingan ion H^+ dan OH^- menjadi $[H^+] > [OH^-]$
4. Pengaruh penambahan basa pada air murni, menyebabkan perbandingan ion H^+ dan OH^- menjadi $[H^+] < [OH^-]$
5. Cara menghitung konsentrasi ion H^+ dan OH^- dalam larutan asam kuat menggunakan rumus:

$$[H^+] = M_a \times a$$

Sedangkan untuk konsentrasi ion OH^- menggunakan rumusan K_w .

6. Cara menghitung konsentrasi ion H^+ dan OH^- dalam larutan basa kuat menggunakan rumus:

$$[OH^-] = M_b \times b$$

Sedangkan untuk konsentrasi ion H^+ menggunakan rumusan K_w .

7. Cara menghitung konsentrasi ion H^+ dan OH^- dalam larutan asam lemah menggunakan rumus:

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

atau

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

Sedangkan untuk konsentrasi ion OH^- menggunakan rumusan Kw.

8. Cara menghitung konsentrasi ion H^+ dan OH^- dalam larutan basa lemah menggunakan rumus:

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

atau

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

Sedangkan untuk konsentrasi ion H^+ menggunakan rumusan Kw.

D. Latihan Soal

Untuk memperdalam kemampuan kalian tentang teori asam basa maka kerjakan latihan soal berikut

1. Tentukan $[OH^-]$ yang terdapat dalam larutan $Ba(OH)_2$ 0,2 M!
2. Tentukan $[H^+]$ yang terdapat dalam asam formiat ($HCOOH$) 0,01 M! Jika diketahui $K_a. HCOOH = 1,7 \times 10^{-4}$.
3. Tentukan $[OH^-]$ yang terdapat dalam larutan amonia 0,5 M jika diketahui $K_b NH_3 = 1,8 \times 10^{-5}$!
4. Berapa konsentrasi H^+ , $HCOO^-$, dan $HCOOH$ dalam larutan asam formiat 0,1 M jika derajat ionisasinya 1,5%?
5. Derajat ionisasi asam cuka 0,1 M adalah 1%. Berapa $[H^+]$ dan K_a asam cuka tersebut?

KEGIATAN PEMBELAJARAN 3

DERAJAT KEASAMAN

A. Tujuan Pembelajaran

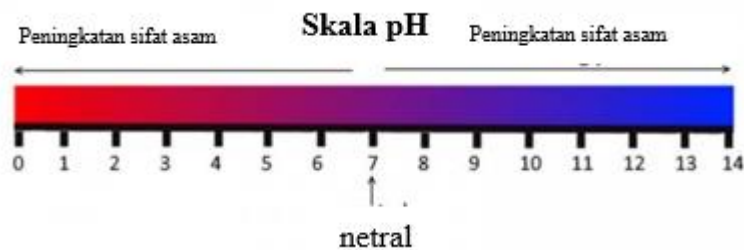
Setelah kegiatan pembelajaran 3 ini diharapkan dapat menghitung derajat keasaman (pH) larutan asam atau basa.

B. Uraian Materi

Ukuran keasamaan suatu larutan ditentukan oleh konsentrasi ion hidrogen. Untuk memudahkan pengukuran, maka konsentrasi ion hidrogen dinyatakan dalam pH (pangkat hidrogen). Konsep pH pertama kali diajukan oleh seorang ahli biokimia dari Denmark yaitu S.P. Sorensen pada tahun 1909. Menurut Sorensen pH merupakan logaritma negatif dari konsentrasi ion hidrogen dan dirumuskan sebagai berikut:

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

Skala pH diberikan gambar berikut:



Gambar 3.1. Skala pH

Berdasarkan Gambar 3.1 di atas, larutan asam merupakan larutan dengan pH di bawah 7. Semakin ke kiri trayek pH semakin kecil yang artinya sifat keasaman akan semakin kuat. Sedangkan, larutan netral memiliki nilai pH sama dengan 7. Larutan basa memiliki nilai pH di atas 7. Semakin ke kanan trayek pH semakin besar yang artinya sifat kebasaaan akan semakin kuat.

Untuk mengukur derajat kebasaaan dari suatu larutan basa dinyatakan dengan pOH yang dirumuskan sebagai berikut:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Hubungan antara pH dan pOH diturunkan dari persamaan tetapan kesetimbangan air (K_w) pada temperatur 25 °C yaitu:

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

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

Contoh soal

1. Berapakah Derajat keasaman air murni?

Jawab :

air murni merupakan larutan Netral dimana konsentrasi ion H^+ sama dengan konsentrasi ion OH^-

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

$$[OH^-] = 10^{-7} \text{ M}$$

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

$$pH = -\log 10^{-7}$$

$$pH = 7$$

2. Hitung pH larutan asam sulfat 0,05 M.

Penyelesaian:

Diketahui :

Asam sulfat (H_2SO_4) adalah asam kuat bervalensi 2

$$M_a = 0,05 \text{ M}$$

$$a = 2$$

Ditanya :

$$pH = ?$$

Jawab :

$$\begin{aligned} [H^+] &= M_a \times a \\ &= 0,05 \times 2 \\ &= 0,1 \text{ mol/L} \end{aligned}$$

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

3. Hitung pH larutan
- NH_3
- 0,4 M dengan
- $K_b NH_3 = 10^{-5}$
- !

Penyelesaian:

Diketahui :

 NH_3 adalah basa lemah bervalensi 1

$$M_b = 0,01 \text{ M}$$

$$K_b = 10^{-5}$$

Ditanya :

$$pH = ?$$

Jawab :

$$\begin{aligned} [OH^-] &= \sqrt{10^{-5} \times 0,4} \\ [OH^-] &= \sqrt{4 \times 10^{-6}} \\ [OH^-] &= 2 \times 10^{-3} \text{ mol/L} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} pOH &= -\log [OH^-] \\ &= -\log 2 \times 10^{-3} \\ &= 3 - \log 10^{-3} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \\ \text{pH} &= 14 - \text{pOH} \\ &= 14 - (3 - \log 10^{-3}) \\ &= 11 + \log 10^{-3} \end{aligned}$$

C. Rangkuman

1. Ukuran keasamaan suatu larutan ditentukan oleh konsentrasi ion hidrogen yang dinyatakan dalam pH dan dirumuskan sebagai berikut:

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

2. Untuk mengukur derajat kebasaaan dari suatu larutan basa dinyatakan dengan pOH yang dirumuskan sebagai berikut:

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

3. Hubungan antara pH dan pOH diturunkan dari persamaan tetapan kesetimbangan air (K_w) pada temperatur 25 °C yaitu:

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

D. Latihan Soal

Untuk memperdalam kemampuan kalian tentang teori asam basa maka kerjakan latihan soal berikut

1. Suatu larutan HCl 0,1 M. Hitung pH larutan HCl tersebut!
2. Diketahui larutan H_2SO_4 0,1 M. Hitung pH larutan H_2SO_4 tersebut!
3. Diketahui asam lemah HCN 0,15 M memiliki $K_a = 5 \times 10^{-10}$. Hitung pH larutan tersebut!
4. Hitung pH larutan NaOH 0,1 M pada temperatur 25 °C!

KEGIATAN PEMBELAJARAN 4

INDIKATOR ASAM BASA

A. Tujuan Pembelajaran

Setelah kegiatan pembelajaran 4 ini diharapkan dapat memprediksi pH larutan asam atau basa berdasarkan indikator asam basa

B. Uraian Materi

Indikator asam basa

Indikator asam basa adalah senyawa khusus yang ditambahkan pada larutan dengan tujuan mengetahui kisaran pH dari larutan tersebut. Indikator asam basa akan memberikan warna tertentu apabila direaksikan dengan larutan asam atau basa.

Beberapa indikator terbuat dari bahan alami, akan tetapi ada juga beberapa indikator yang dibuat secara sintesis di laboratorium.

a. Indikator alami

Tanaman yang dapat dijadikan sebagai indikator adalah tanaman yang mempunyai warna terang contohnya: kol ungu, kulit manggis, bunga sepatu, bunga bougenvil, pacar air dan kunyit. Dapat atau tidaknya suatu tanaman dijadikan sebagai indikator alami adalah terjadinya perubahan warna apabila ekstraknya ditetaskan pada larutan asam atau basa.

Berikut adalah tabel yang menunjukkan perubahan warna beberapa indikator alami.

Tabel 4.1. Perubahan warna indikator alami

No	Ekstrak	Perubahan warna			
		Air jeruk nipis	Air sabun	Air garam	Ai kapur
1	Kol ungu	Merah muda	Biru muda	Biru tua	Hijau muda
2	Kembang sepatu	Merah	Ungu muda	Nila	Hijau tua
3	Kembang telang	Ungu muda	Biru pudar	Biru muda	Hijau tua
4	Kulit manggis	Orange	Merah bata	Kuning	Coklat
5	Pacar	Merah muda	Cream	Jingga	Kuning
6	Bougenville	Merah muda	Nila	Merah muda	Kuning
7	Kunyit	Kuning	Cream	Kuning muda	Orange

b. Indikator hasil sintesis di laboratorium.

1) Kertas lakmus

Berikut adalah perubahan warna kertas lakmus ketika bereaksi dengan larutan asam atau basa.

Tabel 4.2 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

2) Indikator universal

Indikator universal merupakan indikator yang memiliki tingkat kepercayaan baik.

Indikator ini memberikan warna yang berbeda untuk setiap nilai pH antara 1 sampai 14.

Berikut adalah gambar dari indikator universal.



Gambar 4.1 Indikator universal

3) Larutan indikator

Berikut ini adalah beberapa indikator pH yang sering digunakan dalam laboratorium. Indikator-indikator tersebut menunjukkan adanya perubahan warna rentang nilai pH tertentu.

Tabel 4.3 Perubahan warna indikator pada PH tertentu

No.	Indikator	Trayek pH	Perubahan Warna
1.	Fenolftaleine	8,3 – 10,0	tak berwarna ke merah
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 merupakan alat pengukur pH dengan cepat dan akurat. Alat ini dilengkapi elektroda yang dapat dicelupkan ke dalam larutan yang akan diukur nilai pH-nya. Nilai pH dapat dengan mudah dilihat secara langsung melalui angka yang tertera pada layar digital alat tersebut.



Gambar 32. pH meter

C. Rangkuman

1. Indikator asam basa adalah senyawa yang dapat memberikan warna berbeda ketika dikenai suatu asam atau basa.
2. Indikator berdasarkan asalnya dibedakan menjadi indikator alami dan indikator hasil sintesis di laboratorium.
3. Indikator alami bisa dibuat dari tanaman yang berwarna cerah atau terang, misalnya bunga atau sayur yang berwarna terang.
4. Indikator hasil sintesis di laboratorium meliputi: kertas lakmus, beberapa larutan indikator, indikator universal, dan pH meter.

D. Penugasan Mandiri

Untuk menambah pengetahuan dan ketrampilan kalian tentang indikator asam basa, lakukan kegiatan berikut

1. Tujuan Kegiatan : Pengenalan larutan asam dan basa menggunakan indikator alami (Ekstrak Kunyit).
2. Alat dan Bahan :
 - a. Alat
 - Gelas plastik 8 buah
 - b. Bahan
 - Ekstrak kunyit dari 1 ons kunyit
 - Air
 - Air selokan yang sudah disaring.
 - Air garam
 - Larutan obat maag
 - Air sabun
 - Larutan cuka
 - Air kapur
3. Prosedur
 - 1) Buat ekstrak kunyit dengan cara menggerus kunyit, beri air sekitar setengah gelas, kemudian saring, letakkan dalam gelas plastik.
 - 2) Isi 7 gelas plastik masing-masing dengan air, air selokan, air garam, larutan obat maag, air sabun, larutan cuka dan air kapur.
 - 3) Pada masing-masing larutan tambahkan satu sendok ekstrak kunyit.
 - 4) Amati perubahan warna yang terjadi!
4. Pertanyaan:
 - 1) Warna apa yang ditampilkan oleh indikator alami kunyit ketika larut dalam larutan bersifat