



BAHAN AJAR

KELAS

XI

FASE F
KURIKULUM
MERDEKA

LARUTAN ASAM BASA

Menyelami Konsep, Menghubungkan Fenomena,
Menginspirasi Masa Depan



Sifat Asam Basa
dan Teorinya



pH Larutan dan
Perhitungannya



Indikator Asam Basa
Alami dan Sintetis



Asam Basa dalam
Kehidupan Sehari-hari



Indikator
Alami



DISUSUN OLEH

Sunartri, S.Pd., M.Pd.



Kimia hadir di sekitar kita,
memahami asam basa
berarti memahami kehidupan.



A. Tujuan Kegiatan Pembelajaran

Setelah mempelajari modul kegiatan pembelajaran 1 ini kalian diharapkan mampu:

- 1) Menjelaskan sifat asam basa senyawa menurut teori asam basa.
- 2) menghitung konsentrasi ion H^+ dan OH^- dalam larutan berdasarkan kesetimbangan ion dalam larutan.
- 3) Menghitung derajat keasaman (pH) larutan asam atau basa.
- 4) Memprediksi pH larutan asam atau basa berdasarkan indikator asam basa

B. Uraian Materi

Sebelumnya kita akan membahas sedikit mengenai apa itu asam dan basa. Istilah asam (*acid*) berasal dari bahasa Latin “*acetum*” yang berarti cuka, karena diketahui zat utama dalam cuka adalah asam asetat. Adapun basa (alkali) berasal dari bahasa Arab yang berarti abu. Hingga saat ini, ada tiga pengertian asam-basa yang dikemukakan oleh empat ilmuwan. Mereka adalah Svante Arrhenius, Johannes Bronsted, Thomas Lowry dan Gilbert Newton Lewis.



Gambar 1. Contoh senyawa karbon dalam kehidupan sehari-hari

Lalu bagaimana apa yang dapat Anda simpulkan dari gambar di atas? Ada banyak benda di sekitar kita yang bersifat asam, basa dan netral. Zat-zat tersebut mempunyai sifat yang berbeda. Perhatikan perbedaan berikut ini!

Tabel 1. Perbedaan larutan asam, basa, dan netral

No	Larutan Asam	Larutan Basa	Netral
1	Rasanya masam	Rasanya Pahit	Rasanya bervariasi
2	Lakmus merah tetap merah	Lakmus Biru tetap biru	Tidak mengubah lakmus

3	Lakmus biru menjadi merah	Lakmus merah menjadi biru	Tidak mengubah lakmus
4	Bersifat korosif	Bersifat kaustik	Tidak bersifat korosif
5	Terdiri dari ion H^+	Terdiri dari ion OH^-	Terdiri dari ion H^+ dan ion OH^-
6	$[H^+] > [OH^-]$	$[H^+] < [OH^-]$	$[H^+] = [OH^-]$

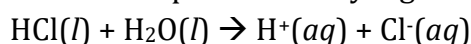
1) Teori Asam dan Basa

a) Teori Asam Basa Arrhenius

❖ **Asam** adalah suatu zat yang bila dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion H^+ .

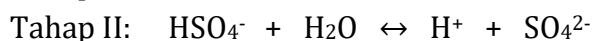
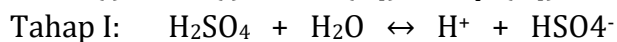
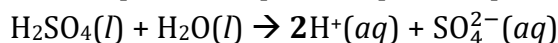
Contoh:

➤ Asam monoprotik: asam yang melepas satu proton

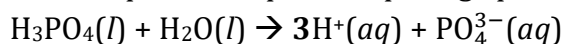


➤ Asam poliprotik

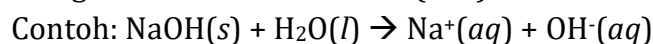
- Asam diprotik : dapat melepas dua proton dalam dua tahap



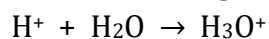
- Asam triprotik : dapat melepas tiga proton dalam tiga tahap



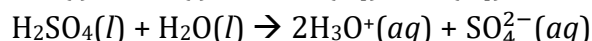
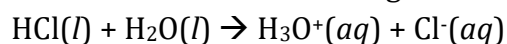
❖ **Basa** adalah suatu zat yang bila dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion hidroksida (OH^-).



Pada keadaan sebenarnya dalam larutan air, ion hidrogen tidak berupa proton bebas. Dalam air, ion hidrogen (H^+) akan berikatan secara koordinasi dengan molekul air (H_2O) menjadi ion hidronium (H_3O^+).



Dengan demikian contoh reaksi disosiasi (peruraian) dari senyawa asam dalam air adalah sebagai berikut.

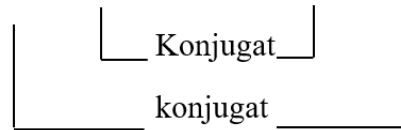
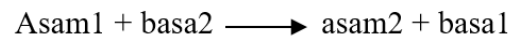


b) Teori Asam Basa Bronsted-Lowry

Munculnya teori ini karena teori Arrhenius memiliki kelemahan yaitu tidak bisa menjelaskan sifat asam dan basa suatu zat dalam pelarut bukan air.

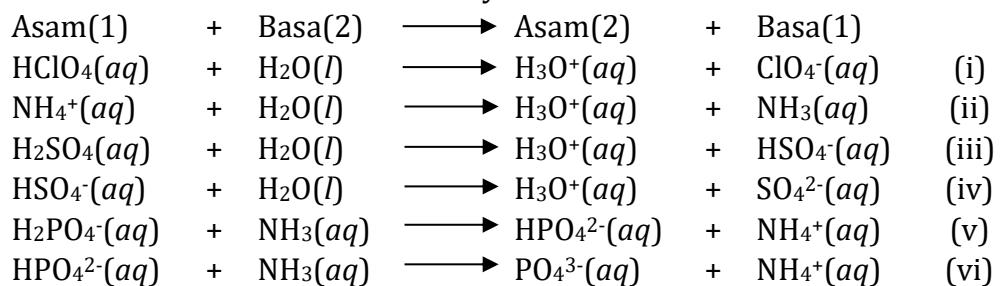
Teori ini merupakan perluasan teori Arrhenius.

- **Asam** adalah suatu ion atau molekul yang berperan sebagai proton donor (pemberi H^+) kepada suatu molekul atau ion.
- **Basa** adalah ion atau molekul yang menerima proton (akseptor H^+).



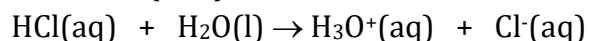
Basa1 merupakan basa konjugat asam1, asam1 merupakan asam konjugat basa1, asam2 merupakan asam konjugat basa2, dan basa2 merupakan basa konjugat dari asam2.

Contoh asam-basa Bronsted-Lowry



Contoh (i) dan (ii) merupakan asam monoprotik, karena hanya memberikan satu proton kepada satu molekul air (H_2O). Nomor (iii) sampai nomor (vi) merupakan contoh asam poliprotik, karena dapat menyumbangkan lebih dari satu proton.

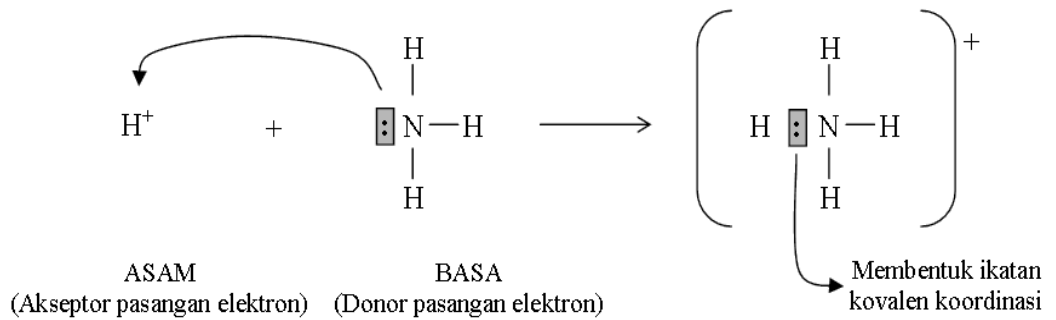
Perhatikan dalam reaksi asam basa nomor (iii) HSO_4^- merupakan basa. Namun, dalam reaksi nomor (iv) HSO_4^- merupakan suatu asam. Demikian juga pada reaksi nomor (v) dan (vi), HPO_4^{2-} dapat berfungsi sebagai asam dan basa. Suatu zat dapat bertindak sebagai asam Bronsted-Lowry sekaligus sebagai basa Bronsted-Lowry. Zat yang seperti itu disebut mempunyai sifat amfoter. Contoh lain zat yang bersifat amfiprotik adalah air murni (H_2O).



c) Teori Asam Basa Lewis

Teori Bronsted-Lowry mempunyai keterbatasan yaitu tidak bisa menjelaskan sifat asam atau basa didalam reaksi-reaksi yang melibatkan senyawa tanpa proton.

- **Basa Lewis** adalah suatu senyawa yang dapat memberikan pasangan elektron kepada senyawa lain atau donor pasangan elektron.
- **Asam Lewis** adalah senyawa yang dapat menerima pasangan elektron atau akseptor pasangan elektron



NH_3 = memberikan sepasang elektron (basa)

H^+ = menerima sepasang elektron (asam)

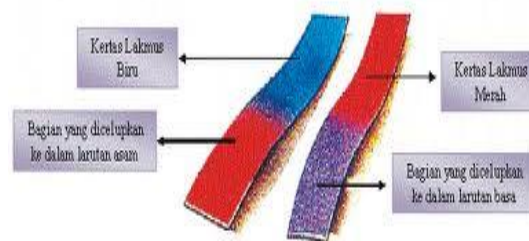
NH_3 memberikan sepasang elektron pada molekul H^+ untuk membentuk ikatan kovalen koordinasi.

2) Indikator Asam dan Basa

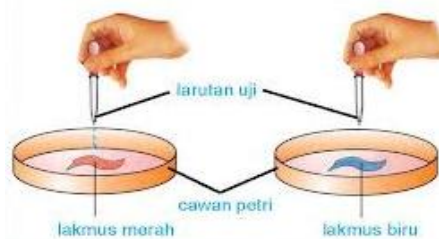
Indikator asam basa adalah zat yang akan berubah warna dalam lingkungan tertentu baik dalam lingkungan asam maupun basa. Karena sifatnya yang dapat berubah warna inilah, indikator dapat digunakan sebagai alat identifikasi larutan asam dan basa. Ada beberapa jenis indikator yang dapat digunakan untuk membedakan antara larutan yang bersifat asam dan larutan yang bersifat basa, yaitu :

a) Kertas Lakmus

Indikator yang sering digunakan di laboratorium kimia adalah kertas lakmus merah dan kertas lakmus biru. Untuk mengetahui sifat kertas lakmus merah dan kertas lakmus biru dapat dilakukan dengan menguji kertas lakmus dengan zat yang sudah diketahui sifat asam atau basanya seperti air suling, larutan cuka dan air kapur.



Gambar 2. Kertas Lakmus



Gambar 3. Uji Kertas Lakmus

Perubahan warna kertas lakmus pada contoh larutan yang dipakai dapat dilihat pada tabel berikut :

Tabel 2. Perubahan Warna Kertas Lakmus pada Larutan Asam Basa

Larutan	Sifat Larutan	Perubahan Warna Lakmus	
		Lakmus Merah	Lakmus Biru
Air suling	netral	merah	biru
Larutan cuka	asam	merah	merah
Air kapur	basa	biru	biru

Dengan cara yang sama, pengujian dapat dilakukan larutan-larutan yang lain dan sering kita temui dalam kehidupan sehari-hari seperti air jeruk, apakah larutan tersebut bersifat asam, basa atau netral.

Berikut ini tabel data pengujian kertas lakmus dalam zat-zat yang sering digunakan dalam kehidupan sehari-hari

Tabel 3. Pengujian Sifat Beberapa Larutan dengan Kertas Lakmus

No	Larutan	Perubahan Warna Lakmus		Sifat Larutan
		Lakmus Merah	Lakmus Biru	
1	Air Jeruk	Merah	Merah	Asam
2	Amoniak	Biru	Biru	Basa
3	Garam Dapur	Merah	Biru	Netral
4	Air Sabun	Biru	Biru	Basa
5	Air Aki	Merah	Merah	Asam

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

- (1) Sifat larutan terhadap kertas lakmus sebagai berikut :
 - Larutan asam *memerahkan* lakmus biru
 - Larutan basa *membirukan* lakmus merah
 - Larutan netral *tidak rnengubah* warna lakmus
- (2) Larutan 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.

b) Larutan Indikator

Larutan indikator yang sering digunakan dalam laboratorium kimia adalah fenolftalein, metil merah, metil jingga, dan bromtimol biru. Pada Tabel 3 berikut diberikan data pengujian perubahan warna larutan indikator dalam larutan asam dan larutan basa.



Gambar 4. Larutan Indikator

Tabel 4. Pengujian perubahan warna larutan indikator

No	Nama Indikator	Warna dalam Asam	Warna dalam Basa	pH
1	Fenolftalein (pp)	Tidak berwarna	Merah ungu	8,3 – 10,0
2	Metil merah (MM)	merah	kuning	4,2 – 6,3
3	Metil Jingga (MJ)	merah	Jingga-kuning	2,9 – 4
4	Bromtimol biru (BTB)	kuning	biru	6,0 – 7,6

c) Indikator Alami

Indikator alami adalah indikator yang terdapat di alam. Mahkota bunga-bunga berwarna, daun, kunyit, wortel dapat digunakan sebagai indikator alam. Ekstrak bahan-bahan tersebut dapat bertindak sebagai indikator karena dapat berubah warna sesuai dengan lingkungannya.

		
Bungan sepatu	Bunga Bugenvil	Kulit Manggis
		
Kol Ungu	Kunyit	Pacar Air

Gambar 5. Contoh-contoh indikator alam

d) Indikator Universal

Indikator universal adalah gabungan dari beberapa indikator. Ada yang berupa larutan ada pula yang berupa kertas serap yang dikemas dalam kotak dilengkapi dengan peta warna. Cara penggunaannya dengan mencelupkan indikator pada larutan atau ditetesi dengan larutan yang akan diukur pH nya, kemudian membandingkan perubahan warna yang terjadi pada peta warna yang tersedia



Gambar 6. Indikator Universal

e) pH meter

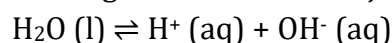
pH meter adalah alat pengukur pH dengan ketelitian yang sangat tinggi. Cara penggunaannya dengan mencelupkan pH meter ke dalam larutan yang akan diperiksa. Kemudian membaca skala yang ditunjuk oleh jarum pada pH meter.



Gambar 7. pH meter

3) pH Asam Kuat, Basa Kuat, Asam Lemah, dan Basa Lemah

Berdasarkan banyaknya ion yang dihasilkan pada ionisasi asam dan basa dikelompokkan menjadi asam kuat, asam lemah, basa kuat dan basa lemah. Dalam kesetimbangan, air mengalami ionisasi menjadi ion-ion penyusunnya.



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

Oleh karena $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14}$, maka $[\text{H}^+] = 10^{-7}$ dan $[\text{OH}^-] = 10^{-7}$. Potensi hydrogen (pH) menyatakan konsentrasi ion H^+ dalam larutan dan pOH menyatakan konsentrasi OH^- dalam larutan. Pada suhu kamar besarnya $pK_w = 14$. Untuk larutan netral $\text{pH} = \text{pOH} = 7$.



Gambar 8. Trayek pH

Dapt disimpulkan sebagai berikut ini:

Larutan bersifat netral jika $[H^+] = [OH^-]$ atau $pH = pOH = 7$

Larutan bersifat asam jika $[H^+] > [OH^-]$ atau $pH < 7$

Larutan bersifat basa jika $[H^+] < [OH^-]$ atau $pH > 7$

Salah satu cara untuk mengetahui kekuatan asam dan kekuatan basa adalah menyatakannya dengan besaran yang disebut derajat ionisasi. Derajat ionisasi dilambangkan dengan α .

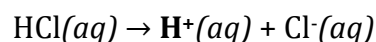
Derajat ionisasi (α) adalah perbandingan antara jumlah molekul zat yang terionisasi dengan jumlah molekul zat mula-mula. Diketahui bahwa perbandingan jumlah molekul sama dengan perbandingan mol maka derajat ionisasi (α) dapat dinyatakan sebagai berikut :

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

Seluruh atau hampir seluruh molekul asam kuat dan basa kuat dalam air terurai menjadi ion-ionnya. Jadi, derajat ionisasi (α) asam kuat dan basa kuat dapat dianggap sama dengan 1, berarti terionisasi sempurna. Untuk asam lemah dan basa lemah derajat ionisasinya adalah $1 > \alpha > 0$, berarti larutan terionisasi sebagian.

a) Asam Kuat

Telah disebutkan bahwa asam kuat mengion sempurna, pH larutan dapat ditentukan jika konsentrasi asam diketahui. Perhatikan :



$$[H^+] = [HCl]$$

$$[H^+] = 1 \times [HCl]$$

Untuk mempermudah dapat ditulis dengan rumus:

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

a = jumlah ion H^+

M_a = konsentrasi asam

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

Contoh:

Tentukan harga pH larutan H_2SO_4 0,01M.

Jawab:

Reaksi ionisasi: $\text{H}_2\text{SO}_4(aq) \rightarrow 2\text{H}^+(aq) + \text{SO}_4^{2-}(aq)$

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= a \cdot M_a \\ &= 2 \times 0,01 \text{ M} \\ &= 2 \times 10^{-2} \text{ M} \\ \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] \\ &= -\log 2 \times 10^{-2} \\ &= 2 - \log 2 \\ &= 2 - 0,30 \\ &= 1,70 \end{aligned}$$

b) Basa Kuat

Seperti halnya asam kuat, pH larutan basa kuat dapat ditentukan hanya dengan mengetahui konsentrasi basa.

$\text{Ba}(\text{OH})_2(aq) \rightarrow \text{Ba}^{2+}(aq) + 2\text{OH}^-(aq)$

$$[\text{OH}^-] = 2 \times [\text{Ba}(\text{OH})_2]$$

Untuk mempermudah, dapat ditulis dengan rumus:

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

b = jumlah ion OH^-

M_b = konsentrasi basa

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

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

karena harga $K_w = 10^{-14}$, maka $\text{p}K_w = 14$.

$$\text{p}K_w = \text{pH} + \text{pOH}$$

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

Contoh:

Tentukan pH larutan NaOH 0,02 M.

Jawab:

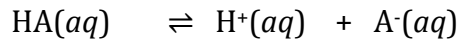
Reaksi ionisasi: $\text{NaOH}(aq) \rightarrow \text{Na}^+(aq) + \text{OH}^-(aq)$

$$\begin{aligned} [\text{OH}^-] &= b \cdot M_b \\ &= 1 \cdot 0,02 \\ &= 2 \times 10^{-2} \text{ M} \\ \text{pOH} &= -\log 2 \times 10^{-2} \\ &= 2 - \log 2 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{pH} + \text{pOH} &= 14 \\ \text{pH} &= 14 - \text{pOH} \\ &= 14 - (2 - \log 2) \\ &= 12 + \log 2 \end{aligned}$$

c) Asam Lemah

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



Jika [HA] mula-mula = M_a

Derajat ionisasi HA = α

[HA] terionisasi = $M_a \cdot \alpha$

[HA] sisa = $M_a - M_a \cdot \alpha$

Tetapan kesetimbangan ionisasi asam lemah diberi simbol K_a .

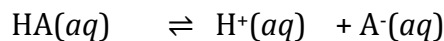
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

Karena $[\text{H}^+] = [\text{A}^-]$ (koefisiennya sama) dan [HA] sisa = [HA] mula-mula (derajat ionisasi HA sangat kecil) yaitu M_a maka

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

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

Apabila persamaan di atas diselesaikan dengan mensubstitusikan α pada $[\text{H}^+]$ maka akan diperoleh nilai α seperti berikut.



M_a $M_a \cdot \alpha$ $M_a \cdot \alpha$

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

$$\begin{aligned} [\text{H}^+] &= \sqrt{K_a \cdot M_a} \\ M_a \cdot \alpha &= \sqrt{K_a \cdot M_a} \\ \alpha &= \sqrt{\frac{K_a \cdot M_a}{M_a^2}} \\ \alpha &= \sqrt{\frac{K_a}{M_a}} \end{aligned}$$

Keterangan :

M_a = konsentrasi asam lemah

K_a = tetapan ionisasi asam lemah

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

d) Basa Lemah

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



Jika [MOH] mula-mula = M_b

Derajat ionisasi MOH = α

[MOH] yang terionisasi = $M_b \cdot \alpha$

[MOH] sisa = $M_b - M_b \cdot \alpha$

Konstanta kesetimbangan ionisasi basa lemah diberi simbol K_b

$$K_b = \frac{[M^+][OH^-]}{[MOH]}$$

Karena $[M^+] = [OH^-]$ (koefisien sama) dan $[MOH] \text{ sisa} = [MOH] \text{ mula-mula}$ (derajat ionisasi MOH sangat kecil) maka

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

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

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

Dengan cara yang sama seperti pada asam lemah akan diperoleh :

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

Keterangan :

M_b = konsentrasi basa lemah

K_b = tetapan ionisasi basa lemah

$pOH = -\log [OH^-]$

4) Asam Basa dalam Kehidupan Sehari-Hari

Pernahkah kalian merasakan rasa asam pada jeruk atau cuka? Mengapa sabun terasa licin ketika terkena tangan? Mengapa obat maag dapat membantu mengurangi rasa tidak nyaman akibat kelebihan asam lambung? Fenomena-fenomena tersebut berkaitan erat dengan konsep asam dan basa. Asam dan basa bukan hanya konsep yang dipelajari melalui rumus dan perhitungan pH, tetapi hadir dalam makanan, tubuh manusia, lingkungan, pertanian, hingga berbagai produk rumah tangga.

1. Asam dan Basa di Dapur Kita

Dapur merupakan salah satu tempat yang penuh dengan contoh zat yang memiliki sifat asam, basa, maupun netral. Berbagai bahan makanan dapat menjadi contoh nyata penerapan konsep asam basa dalam kehidupan sehari-hari.

Bahan	Sifat	Contoh Konsep Kimia
Jeruk	Asam	Mengandung asam sitrat
Cuka	Asam	Mengandung asam asetat
Tomat	Asam	Mengandung asam organik
Soda kue	Basa	Memiliki sifat basa
Sabun	Basa	Memiliki sifat alkalis
Air	Mendekati netral	pH sekitar netral

Menghubungkan Fenomena

Mengapa jeruk memiliki rasa masam? Salah satu penyebabnya adalah adanya asam sitrat. Keberadaan asam dalam larutan berkaitan dengan konsentrasi ion H^+ . Secara umum, semakin tinggi konsentrasi ion H^+ , semakin rendah nilai pH larutan. Namun, sifat suatu zat tidak boleh ditentukan hanya berdasarkan rasa karena banyak bahan kimia tidak aman untuk dicicipi.

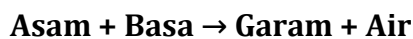
2. Asam Basa dalam Tubuh Manusia

Tubuh manusia memiliki berbagai sistem yang berkaitan dengan keseimbangan asam dan basa. Salah satu contohnya adalah lambung yang menghasilkan asam untuk membantu proses pencernaan.

Asam Lambung

Lambung menghasilkan asam klorida (HCl) yang membantu proses pencernaan makanan. Dalam kondisi tertentu, kelebihan asam dapat menyebabkan rasa tidak nyaman. Prinsip netralisasi dapat digunakan untuk memahami cara kerja zat yang bersifat basa dalam membantu mengurangi keasaman.

Secara sederhana, reaksi netralisasi dapat digambarkan sebagai:



3. Asam Basa dan Lingkungan

Hujan Asam

Konsep asam basa dapat digunakan untuk memahami perubahan kualitas lingkungan. Gas-gas hasil aktivitas pembakaran dapat mengalami reaksi di atmosfer dan berkontribusi terhadap peningkatan keasaman air hujan. Kondisi lingkungan yang terlalu asam dapat memengaruhi tanah, perairan, tumbuhan, organisme hidup, serta material bangunan tertentu.

Melalui konsep pH, peserta didik dapat mempelajari bagaimana perubahan konsentrasi ion H^+ dapat berkaitan dengan perubahan kondisi lingkungan.

4. pH Tanah dan Pertanian

Nilai pH tanah merupakan salah satu faktor yang dapat memengaruhi kondisi pertumbuhan tanaman. Tanah yang terlalu asam atau terlalu basa dapat memengaruhi ketersediaan unsur hara. Oleh karena itu, pengukuran pH tanah menjadi salah satu contoh penerapan konsep asam basa dalam bidang pertanian.

Tanah yang terlalu asam dapat memerlukan penanganan untuk menyesuaikan kondisi keasaman.

Kondisi pH yang sesuai membantu ketersediaan unsur hara bagi tanaman. Pengukuran pH dapat membantu pengelolaan tanah secara lebih tepat.

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.
- 4) Tetapan kesetimbangan air adalah K_w dengan rumus: $K_w = [H^+] [OH^-]$
- 5) Cara menghitung konsentrasi ion H^+ dan OH^- dalam larutan asam kuat dan basa kuat berturut turut menggunakan rumus: $[H^+] = a \times M_a$ dan $[OH^-] = b \times M_b$
- 6) Cara menghitung konsentrasi ion H^+ dan OH^- dalam larutan asam lemah dan basa lemah berturut turut menggunakan rumus: $[H^+] = \sqrt{K_a \cdot M_a}$ dan $[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot M_b}$
- 7) Perhitungan pH larutan asam dan pOH larutan basa berturut-turut menggunakan rumus: $pH = -\log [H^+]$ dan $pOH = -\log [OH^-]$