

Larutan Asam-Basa

A. PENDAHULUAN

- Larutan asam dan basa** memiliki derajat atau tingkat keasaman atau kebasaan yang diukur dalam pH dan pOH.

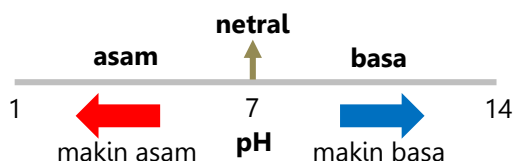
B. NILAI PH DAN POH

- pH** (*puissance de H⁺*) adalah derajat asam-basa larutan yang diukur berdasarkan [H⁺] larutan.

- Nilai pH** dapat dirumuskan:

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

- Kisaran** umum nilai pH larutan:



- Makna** nilai pH larutan:

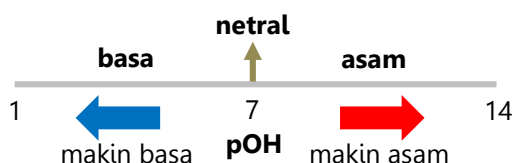
- Semakin besar [H⁺] maka makin kecil nilai pH.
- Keasaman berbanding terbalik dengan nilai pH, kebasaan berbanding lurus dengan nilai pH.
- Larutan dengan pH < 7 bersifat asam, pH = 7 bersifat netral, dengan pH > 7 bersifat basa.

- pOH** (*puissance de OH⁻*) adalah derajat asam-basa larutan yang diukur berdasarkan [OH⁻] larutan.

- Nilai pOH** dapat dirumuskan:

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

- Kisaran** umum nilai pOH larutan:



- Makna** nilai pOH larutan:

- Semakin besar [OH⁻] maka makin kecil nilai pOH.
- Kebasaan berbanding terbalik dengan nilai pOH, keasaman berbanding lurus dengan nilai pOH.
- Larutan dengan pOH < 7 bersifat basa, pOH = 7 bersifat netral, dengan pOH > 7 bersifat asam.

NILAI pH DAN pOH

Jika [H⁺] atau [OH⁻]:

1 × 10⁻ⁿ, maka pH atau pOH adalah n.

a × 10⁻ⁿ, maka pH atau pOH adalah n - log a.

Jika pH atau pOH:

n, maka [H⁺] atau [OH⁻] adalah 1 × 10⁻ⁿ.

- Hubungan pH dan pOH** dapat diturunkan dari derajat asam-basa yang dimiliki air yang bersifat netral (pH = pOH).

- Ionisasi air** adalah reaksi kesetimbangan yang menghasilkan [H⁺] dan [OH⁻] dalam jumlah sama.

- Hubungan** [H⁺] dan [OH⁻] dengan K_w = 10⁻¹⁴:

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

- Hubungan** pH dan pOH dengan pK_w = 14:

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

C. ASAM-BASA KUAT DAN LEMAH

- Asam dan basa** disebut kuat apabila:

- Mudah terion karena ikatan antar atom mudah lepas akibat jarak antar inti atom pada molekul yang sangat jauh.
- Memiliki α = 1 atau terion sempurna.

- Golongan** asam dan basa kuat:

Asam kuat		Basa kuat	
HCl	HNO ₃	NaOH	Mg(OH) ₂
HBr	HClO ₄	KOH	Ca(OH) ₂
HI	H ₂ SO ₄		Sr(OH) ₂

- Nilai konsentrasi H⁺ dan OH⁻** asam-basa kuat:

Asam monovalen kuat **Asam divalen kuat**

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

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

Basa monovalen kuat **Basa divalen kuat**

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

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


- Pengenceran asam dan basa kuat:**

- Dua larutan asam atau basa kuat** yang berbeda konsentrasi sebesar 10ⁿ kali memiliki beda pH sebesar n satuan.
- Jika asam kuat** diencerkan sebesar 10ⁿ kali, maka pHnya naik n satuan.
- Jika basa kuat** diencerkan sebesar 10ⁿ kali, maka pHnya turun n satuan.

- Asam dan basa** disebut lemah apabila:

- Sukar terion karena ikatan antar ion sulit lepas akibat jarak antar inti atom pada molekul yang sangat dekat.
- Memiliki 0 < α < 1 atau terion sebagian, sehingga terjadi kesetimbangan.

- Golongan** asam dan basa lemah adalah selain dari golongan asam dan basa kuat.

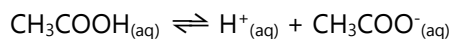
 **Reaksi ionisasi** asam-basa lemah merupakan reaksi kesetimbangan yang memiliki nilai konstanta ionisasi asam-basa (K_a dan K_b).

 Bentuk umum **tetapan ionisasi asam**:


$$K_a = \frac{[H^+][An^-]}{[HAn]}$$

Contoh:

Pada reaksi ionisasi CH_3COOH , tetapan ionisasi asam:



$$K_a = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

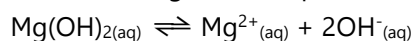
 **Semakin besar nilai K_a** , maka akan semakin kuat sifat suatu asam.

 Bentuk umum **tetapan ionisasi basa**:


$$K_b = \frac{[Kat^+][OH^-]}{[KatOH]}$$

Contoh:

Pada reaksi ionisasi $Mg(OH)_2$, tetapan ionisasi basa:



$$K_b = \frac{[Mg^{2+}][OH^-]^2}{[Mg(OH)_2]}$$

 **Semakin besar nilai K_b** , maka akan semakin kuat sifat suatu basa.

 **Nilai konsentrasi H^+ dan OH^- asam-basa lemah:**

Asam lemah

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

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

Basa lemah


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

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

 **Pengenceran asam dan basa kuat:**

1) **Jika asam lemah** diencerkan sebesar 10^n kali, maka pHnya naik $1/2n$ satuan.

2) **Jika basa lemah** diencerkan sebesar 10^n kali, maka pHnya turun $1/2n$ satuan.

 **Hubungan** derajat ionisasi dengan tetapan ionisasi asam-basa:

Asam lemah

Tetapan ionisasi

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


Derajat ionisasi

$$K_a = M_a \cdot \alpha^2$$

Basa lemah

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


$$K_b = M_b \cdot \alpha^2$$


 **Asam-basa dan pasangan konjugasi** memiliki hubungan nilai tetapan ionisasi asam-basa.

 **Hubungan nilai tetapan ionisasi** asam-basa dan pasangan konjugasinya dengan $K_w = 10^{-14}$:

$$K_a \times K_b = 10^{-14}$$

D. INDIKATOR ASAM-BASA

 **Indikator asam-basa** adalah zat yang digunakan untuk mengidentifikasi sifat asam-basa suatu larutan/zat.

 **Indikator asam-basa** merupakan asam lemah atau basa lemah organik yang warna molekul dengan warna ionnya berbeda.

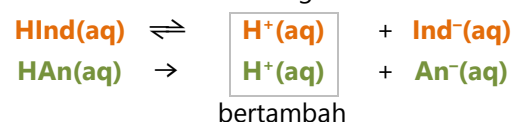
 **Indikator asam-basa** yang dapat digunakan:

- 1) Mengalami perubahan warna yang jelas ketika ditetesi asam atau basa.
- 2) Indikator alami berupa ekstrak warna dari bunga berwarna terang/menyal.

 **Reaksi ionisasi** indikator dari asam lemah organik:

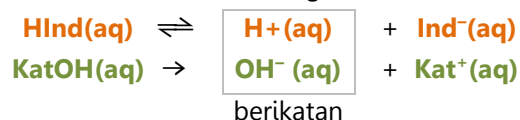


1) Setelah ditambahkan dengan **asam**:



Kesetimbangan **bergeser ke kiri** karena H^+ bertambah, sehingga warna yang muncul adalah warna 1 (warna molekul).

2) Setelah ditambahkan dengan **basa**:

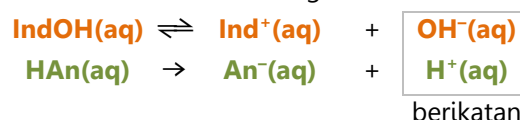


Kesetimbangan **bergeser ke kanan** karena H^+ berkurang, sehingga warna yang muncul adalah warna 2 (warna anion).

 **Reaksi ionisasi** indikator dari basa lemah organik:

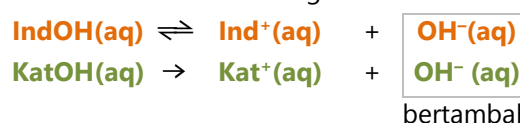


1) Setelah ditambahkan dengan **asam**:



Kesetimbangan **bergeser ke kanan** karena OH^- berkurang, sehingga warna yang muncul adalah warna 2 (warna kation).

2) Setelah ditambahkan dengan **basa**:



Kesetimbangan **bergeser ke kiri** karena OH^- bertambah, sehingga warna yang muncul adalah warna 1 (warna molekul).

Warna indikator asam-basa berubah secara gradual dari pH ke pH dan memiliki trayek perubahan warna.

Trayek perubahan warna adalah batas-batas pH dimana indikator mengalami perubahan warna.

Macam-macam indikator asam-basa:

Indikator	Trayek	Warna 1	Warna 2	Campuran	Indikator	Trayek	Warna 1	Warna 2	Campuran
Lakmus	5,5 – 8,0	merah	biru	ungu	Timol biru	1,2 – 2,8	merah	kuning	jingga
Metil jingga	3,1 – 4,4	merah	kuning	jingga		8,0 – 9,6	kuning	biru	hijau
Metil merah	4,2 – 6,3	merah	kuning	jingga	Bromtimol biru	6,0 – 7,6	kuning	biru	hijau
Metil kuning	2,9 – 4,0	merah	kuning	jingga	Bromkresol ungu	5,2 – 6,8	kuning	ungu	coklat
Fenol merah	6,8 – 8,4	kuning	merah	jingga	Bromkresol hijau	3,8 – 5,4	kuning	biru	hijau
Fenolftalein	8,3 – 10,0	tak berwarna	merah	merah muda	Kresol ungu	7,6 – 9,2	kuning	ungu	coklat
Timolftalein	9,3 – 10,5	tak berwarna	biru	biru muda	Alizarin kuning	10,0 – 12,0	kuning	ungu	coklat

Contoh:

Suatu larutan ketika dicelupkan/ditetsi indikator:

- Lakmus biru berubah menjadi ungu,
- Bromtimol biru menjadi hijau,
- Metil merah menjadi kuning,
- Fenolftalein menjadi tak berwarna.

Jawab:

Dari data diatas, maka pada masing-masing indikator perkiraan pH larutan adalah:

- pH 5,5 – 8,0
- pH 6,0 – 7,6
- pH > 6,3
- pH < 8,3

Pilih nilai lebih dari yang terbesar, dan kurang dari yang terkecil, sehingga perkiraan pH larutan adalah 6,3 – 7,6.

Warna campuran adalah gabungan warna 1 dan warna 2, dan muncul ketika suatu larutan pHnya berada dalam trayek perubahan warna.

Indikator asam-basa akan tepat pada warna campuran ketika warna 1 sama dengan warna 2, sehingga nilai tetapan ionisasi indikator:

Indikator asam-basa asam organik lemah:

$$[\text{HInd}] = [\text{Ind}^-] \quad K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{Ind}^-]}{[\text{HInd}]}$$

$$K_a \text{ Ind} = [\text{H}^+] \text{ pH titik tengah trayek}$$

Indikator asam-basa basa organik lemah:

$$[\text{IndOH}] = [\text{Ind}^+] \quad K_b = \frac{[\text{Ind}^+][\text{OH}^-]}{[\text{IndOH}]}$$

$$K_b \text{ Ind} = [\text{OH}^-] \text{ pOH titik tengah trayek}$$

Contoh:

Suatu indikator memiliki trayek perubahan warna kuning – merah dengan pH 6,7 – 8,1. Tentukan nilai K_a indikator tersebut!

Jawab:

$$\text{pH titik tengah} = \frac{6,7+8,1}{2} = 7,4$$

$$\text{p}K_a = \text{pH pada titik tengah}$$

$$\text{p}K_a = 7,4$$

$$\text{p}K_a = -\log 10^{-7,4}$$

$$K_a = [\text{H}^+] \text{ pada titik tengah}$$

$$[\text{H}^+] = \text{antilog}(-7,4) = \text{antilog}(-8 + 0,6)$$

$$K_a = \text{antilog}(0,6) \times 10^{-8} = \underline{3,98 \times 10^{-8}}$$