

Asam Basa

A. Teori Asam Basa

Arenhuis

Asam adalah suatu senyawa yang apabila dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion hidrogen (H^+) atau ion hidronium (H_3O^+)



Basa adalah suatu senyawa yang apabila dilarutkan dalam air menghasilkan ion hidroksida (OH^-)

Contoh:



Bronsted dan Lowry

Asam: zat yang bertindak sebagai pendonor proton (memberikan proton) pada basa.

Asam \rightarrow Basa Konjugasi + H^+

Proton: menerima proton dari asam.

Basa + H^+ \rightarrow Asam Konjugasi

Contoh:



Asam1-Basa1 dan Basa2-Asam 2: Pasangan asam-basa konjugasi

Gilbert Lewis

Asam: zat yang bertindak sebagai penerima (akseptor) pasangan elektron.

Basa: zat yang beritndak sebagai pemberi (donor) pasangan elektron.

B. Kekuatan Asam-Basa

Ionisasi Air



Ionisasi Asam/Basa

Asam/Basa dikatakan kuat jika terionisasi secara sempurna dalam larutan.

K_a = tetapan ionisasi asam $\quad K_b$ = tetapan ionisasi basa

Asam Kuat

Contoh: HCl, HBr, HI, HNO_3 , H_2SO_4 , $HClO_4$

Rumus: $[H^+] = \text{Konsentrasi}_{\text{Asam Kuat}} \times \text{Valensi}_{\text{Asam Kuat}}$

Asam Lemah

Contoh: CH_3COOH , HCN, HNO_2 Rumus: $[H^+] = \sqrt{K_a \times \text{Kons. Asam Lemah}}$

Basa Kuat

Contoh basa kuat: KOH, NaOH, $Ba(OH)_2$, $Ca(OH)_2$, $Mg(OH)_2$

Rumus: $[OH^-] = \text{Konsentrasi}_{\text{Basa Kuat}} \times \text{Valensi}_{\text{Basa Kuat}}$

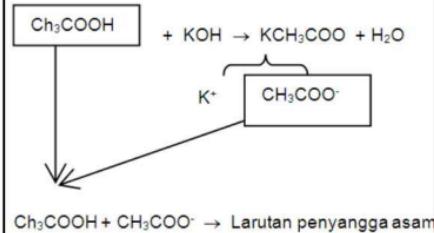
Basa Lemah

Contoh: NH_4OH , $C_6H_5NH_3OH$ Rumus: $[OH^-] = \sqrt{K_b \times \text{Kons. Basa Lemah}}$

C. Larutan Buffer

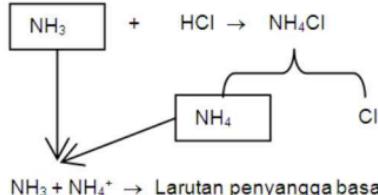
Larutan Buffer Asam

Larutan penyanga yang terbentuk dari asam lemah dengan basa konjugasinya.



Larutan Buffer Basa

Larutan penyanga yg terbentuk dari basa lemah dgn asam konjugasinya.

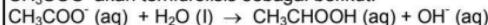


D. Hidrolisis Larutan

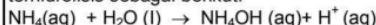
Penguraian larutan yg disebabkan oleh ion H^+ dan OH^- yg berasal dari molekul air. Hidrolisis pd garam yg mengandung asam lemah atau mengandung basa lemah.

Contoh:

Garam yang berasal dari asam lemah CH_3COOH dengan basa kuat NaCH_3COO , maka CH_3COO^- akan terhidrolisis sebagai berikut.



Garam yang berasal dari basa lemah NH_3 dengan basa kuat HCl yaitu NH_4Cl , maka NH_4^+ akan terhidrolisis sebagai berikut.



E. Menghitung Derajat Keasaman (pH)

Derajat Keasaman (pH)

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

$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \rightarrow \text{pH} = 14 - \text{pOH}$

$\text{pH} < 7 \rightarrow \text{ASAM}$

$\text{pH} > 7 \rightarrow \text{BASA}$

Asam Kuat + Basa Kuat

Bila Keduanya Habis \rightarrow pH larutan = 7 (netral)

Bila Asam Kuat Sisa $\rightarrow [\text{H}^+] = \text{Konsentrasi}_{\text{Asam Kuat}} \times \text{Valensi}_{\text{Asam Kuat}}$

Bila Basa Kuat Sisa $\rightarrow [\text{OH}^-] = \text{Konsentrasi}_{\text{Basa Kuat}} \times \text{Valensi}_{\text{Basa Kuat}}$

Asam Kuat + Basa Lemah

Bila Keduanya Habis \rightarrow rumus HIDROLISIS: $[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{\text{Kw}}{\text{Kb}}} \times \text{kons. kation}$

Bila Asam Kuat Sisa $\rightarrow [\text{H}^+] = \text{Konsentrasi}_{\text{Asam Kuat}} \times \text{Valensi}_{\text{Asam Kuat}}$

Bila Basa Lemah Sisa \rightarrow rumus BUFFER: $[\text{OH}^-] = \text{Kb} \times \frac{\text{Kons. Sisa}_{\text{Basa Lemah}}}{\text{Kons. Garam}}$

Asam Lemah + Basa Kuat

Bila Keduanya Habis → rumus HIDROLISIS: $[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a}} \times \text{Kons. Anion}$

Bila Basa Kuat Sisa → $[\text{OH}^-] = \text{Konsentrasi Basa Kuat} \times \text{Valensi Basa Kuat}$

Bila Asam Lemah Sisa → rumus BUFFER: $[\text{H}^+] = \frac{K_a \times \text{Kons. Asam Lemah}}{\text{Kons. Garam}}$

Asam Lemah + Basa Lemah

Bila Keduanya Habis → rumus HIDROLISIS: $[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b}} \times \text{Ka}$

Bila Asam Lemah sisa → $[\text{H}^+] = \sqrt{\text{Ka} \times \text{Kons. Asam Lemah}}$

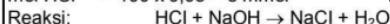
Bila Basa Lemah Sisa → $[\text{OH}^-] = \sqrt{\text{Kb} \times \text{Kons. Basa Lemah}}$

Contoh Kasus

Kasus 1: Berapa pH campuran 100ml larutan HCl 0,05M yg direaksikan dgn 100ml larutan NaOH 0,1 M

Penyelesaian:

$$\text{mol HCl} = 100 \times 0,05 = 5 \text{ mmol} \quad \text{mol NaOH} = 100 \times 0,1 = 10 \text{ mmol}$$



Semula	5	5	-	-
Bereaksi	5	5	5	5
Sisa	0	5	5	5

Basa Kuat sisa. Gunakan rumus:

$$[\text{OH}^-] = \text{Konsentrasi Basa Kuat} \times \text{Valensi Basa Kuat} = \left[\frac{5 \text{ mmol}}{200 \text{ mL}} \right] \times 1 = 2,5 \cdot 10^{-2}$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] = -\log 2,5 \cdot 10^{-2} = 2 - \log 2,5 \rightarrow \text{pH} = 14 - (2 - \log 2,5) = 12 + \log 2,5$$

Kasus 2: Berapa pH campuran 200 ml larutan CH_3COOH 0,1 M yang direaksikan dengan 100 ml larutan KOH 0,1 M!. ($\text{Ka C}_3\text{COOH} = 10^{-5}$)

Jawab:

$$\text{mol CH}_3\text{COOH} = 200 \times 0,1 \text{ mmol} \quad \text{mol KOH} = 100 \times 0,1 = 10 \text{ mmol}$$



Semula	20	20	-	-
Bereaksi	10	10	10	10
Sisa	10	0	10	10

Buffer Asam

Asam Lemah bersisa gunakan rumus:

$$[\text{H}^+] = \text{Ka} \times \text{Kons. Sisa AL} = 10^{-5} \times \left[\frac{10 / 300}{10 / 300} \right] = 10^{-5} \rightarrow \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = -\log 10^{-5} = 5$$