

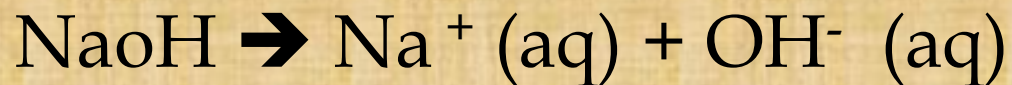
TEORI ASAM BASA

Teori Asam Basa Arrhenius

Asam : Zat yang bila dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion hidrogen (H^+)



Basa : Zat yang bila dilarutkan dalam air akan menghasilkan ion hidroksida (OH^-)

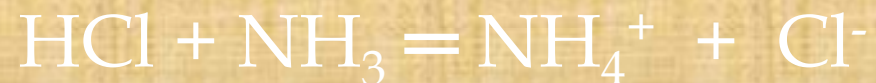


Teori Asam Basa Bronsted-Lowry

- ▣ Asam : Spesies pendonor proton
- ▣ Basa : Spesies penerima proton
- ▣ Asam basa yang saling berkaitan dalam pertukaran proton disebut pasangan asam basa konjugasi

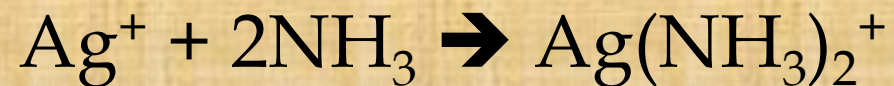


Asam 1 Basa2 asam 2 basa 1

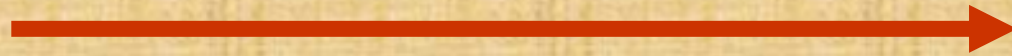


Teori Asam Basa Lewis

- ▣ Asam : setiap spesi yang mengandung atom yang dapat menerima pasangan elektron
- ▣ Basa : setiap spesi yang mengandung atom yang dapat memberikan pasangan elektron



Kuat relatif asam basa



Acid strength increases



Acid strength increases

Based on Bronsted -Lowry concept, acid-bases strength is essentially based on electrostatic interaction between the corresponding acids and bases

Derajat Ionisasi dan tetapan kesetimbangan asam basa

Dalam larutan:

Asam dan basa kuat akan terionisasi sempurna sehingga terjadi reaksi berkesudahan



Asam lemah dan basa lemah dalam larutan tidak terurai sempurna menjadi ion (terurai sebagian) sehingga terjadi reaksi kesetimbangan .

Jumlah persen molekul atau fraksi molekul yang terurai menjadi ion tersebut disebut **derajat ionisasi** dan dinyatakan dengan α



Tetapan ionisasi asam (K_a) dan basa (K_b)

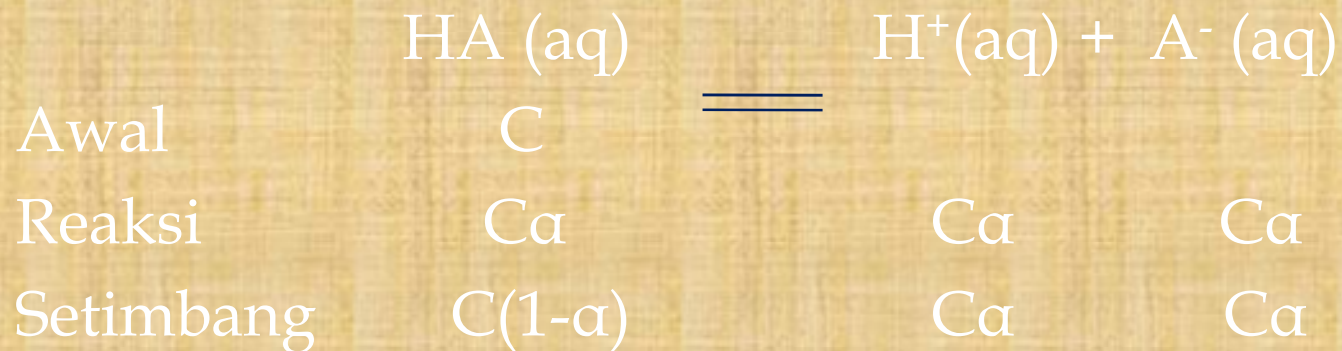


$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$



$$K_b = \frac{[\text{L}^+][\text{OH}^-]}{[\text{LOH}]}$$

Hubungan K_a dengan α



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

α sangat kecil sehingga $(1-\alpha)$ dianggap = 1, maka

$$K_a = \frac{C\alpha \cdot C\alpha}{C}$$

$$\rightarrow K_a = C\alpha^2$$

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

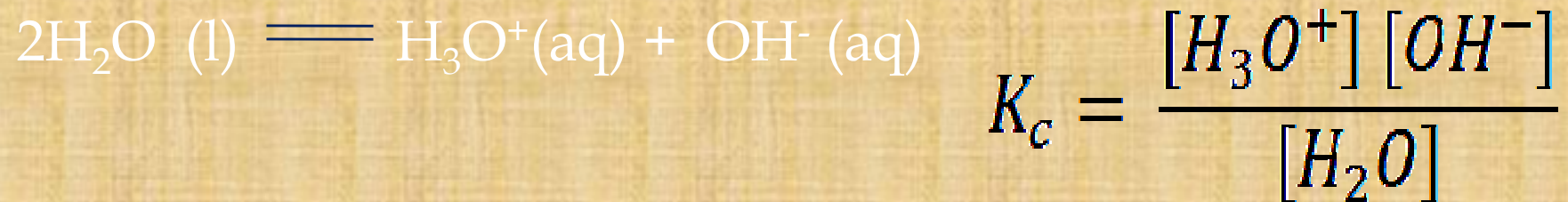
Analog dengan asam,

Hubungan antara α dengan K_b :

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

Tetapan kesetimbangan air (K_w)

Air dapat mengalami swa-ionisasi



Karena sangat sedikit molekul air yang mengion, sehingga konsentrasi air tidak berubah:

$$K_c [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+][\text{OH}^-] = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

$$K_w = 10^{-14} \text{ mol L}^{-1}$$

konstan pd $T = 25^\circ\text{C}$ dan $P = 1\text{atm}$

Derajat Keasaman (pH)

Istilah pH (*potenz of hydrogen*) diperkenalkan oleh Sorensen (1909) untuk menyatakan konsentrasi ion hidronium (H^+) dalam larutan

Hubungan antara $[H^+]$ dengan pH :

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

Analog dengan pH, pOH menyatakan konsentrasi ion hidroksida (OH^-)

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

$$pH + pOH = pK_w = 14$$

$$pOH = 14 - pH$$

Skala pH dari 0 - 14

Larutan dengan $pH < 7$

→ larutan bersifat asam

Larutan dengan $pH > 7$

→ larutan bersifat basa

pH Asam kuat dan Basa kuat

Asam kuat dan basa kuat terurai sempurna sehingga konsentrasi H^+ dan OH^- sama dengan konsentrasi larutan

$$[H^+] = [OH^-] = C_a/C_b$$

Sehingga;

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

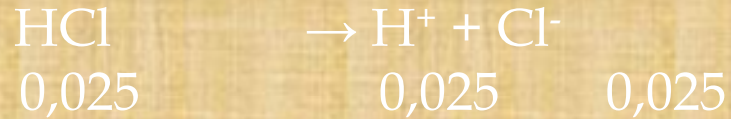
Untuk konsentrasi yang sangat encer, $C \leq 10^{-7} \text{ M}$, berlaku :

$$[H^+]^2 - C_a [H^+] - K_w = 0$$

$$[OH^-]^2 - C_b [OH^-] - K_w = 0$$

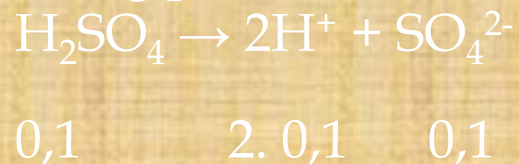
Contoh :

1. Hitung pH larutan HCl 0,025 M



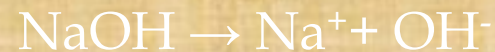
$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log [\text{H}^+] \\ &= -\log 0,025 \\ &= 1,602 \end{aligned}$$

2. Hitung pH larutan H₂SO₄ 0,1 M



$$\begin{aligned} \text{pH} &= -\log 0,2 \\ &= 0,698 \end{aligned}$$

3. Hitung pH larutan NaOH 10⁻⁷ M



$$\begin{aligned} [\text{OH}^-]^2 - C_b [\text{OH}^-] - K_w &= 0 \\ [\text{OH}^-]^2 - 10^{-7}[\text{OH}^-] - 10^{-14} &= 0 \end{aligned}$$

Gunakan rumus abc untuk persamaan kuadrat sehingga;

$$\begin{aligned} [\text{OH}]^- &= 1,62 \times 10^{-7} \text{ M} \\ \text{pOH} &= -\log (1,62 \times 10^{-7}) \\ &= 6,79 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Sehingga; pH} &= 14 - \text{pOH} \\ &= 14 - 6,79 \\ &= 7,21 \end{aligned}$$

pH Asam lemah dan Basa lemah

Keduanya terionisasi sebagian, sehingga punya
Ka dan Kb

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} \quad K_b = \frac{[L^+][OH^-]}{[LOH]}$$

Karena $[H^+] = [A^-]$ dan $[HA] = C_a$,
maka :

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

Sehingga ; $[H^+] = \sqrt{K_a \cdot C}$

Analog, untuk basa lemah : $[OH^-] = \sqrt{K_b \cdot C}$

Hidrolisis Garam

Garam adalah elektrolit kuat yang terurai sempurna menjadi ion

Anion dan kation dari garam kedua-duanya dapat bereaksi dengan air. Reaksi ini yang disebut dengan **hidrolisis**

Jenis Garam:

1. Garam dari asam kuat dan basa kuat, menghasilkan larutan bersifat netral
2. Garam dari asam kuat dan basa lemah, menghasilkan larutan bersifat asam
3. Garam dari asam lemah dan basa kuat, menghasilkan larutan bersifat basa
4. Garam dari asam lemah dan basa lemah, menghasilkan larutan yang sifatnya tergantung dari harga K_a dan K_b

pH garam dari Asam kuat dan basa kuat

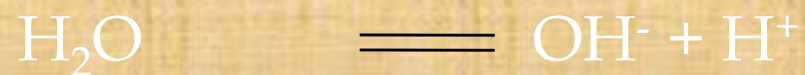
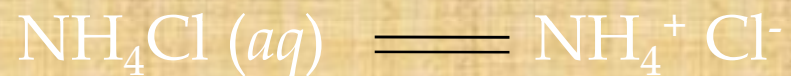


- ❖ Tidak terjadi hidrolisis baik anion maupun kation
- ❖ Larutan garam yang dihasilkan bersifat netral, yaitu $\text{pH} = 7$
- ❖ Reaksinya disebut Netralisasi

pH garam dari Asam kuat dan basa lemah

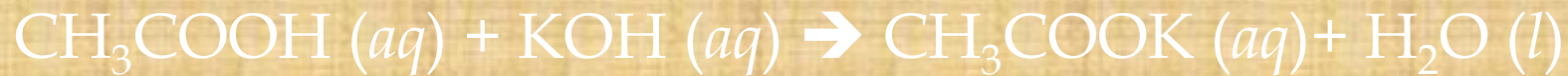


Terjadi hidrolisis parsial oleh ion NH_4^+ yang merupakan asam konjugasi dari basa lemah.

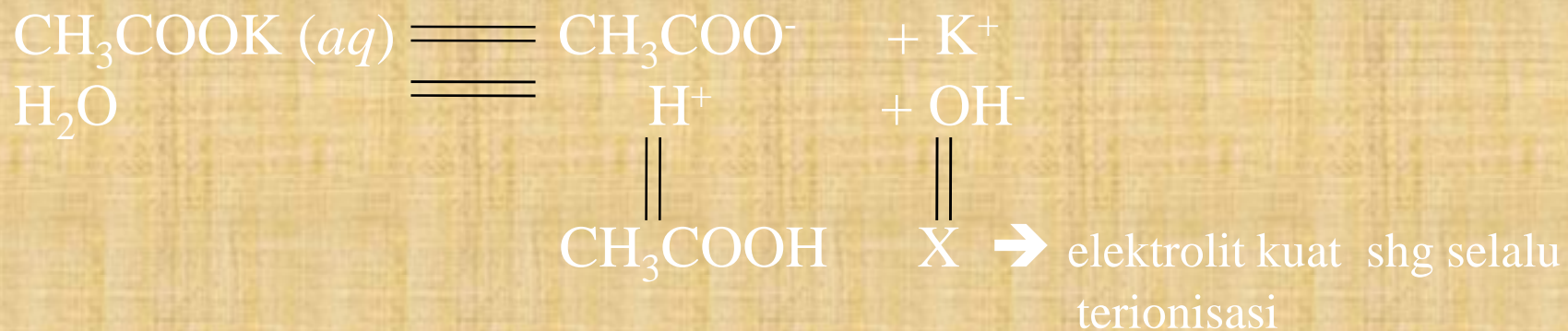


$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w}{K_b} [\text{Garam}]}$$

pH garam dari Asam lemah dan basa kuat



Terjadi hidrolisis parsial oleh ion CH_3COO^- yang merupakan basa konjugasi dari asam lemah.

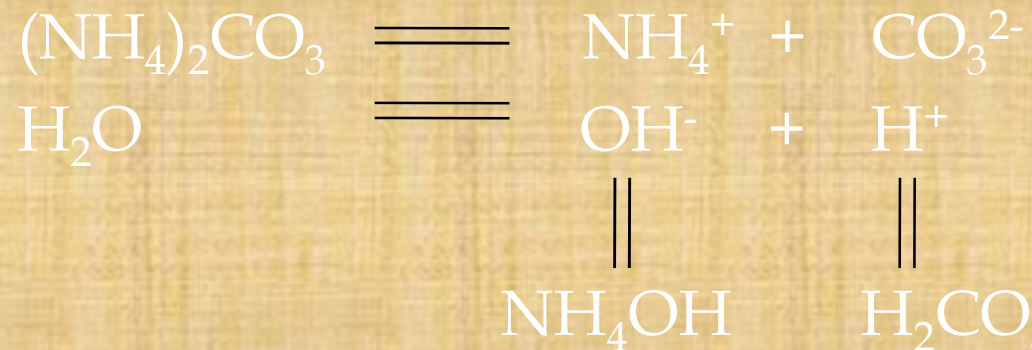


$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} [\text{Garam}]}$$

pH garam dari Asam lemah dan basa lemah



Terjadi hidrolisis sempurna oleh anion dan kation



selalu bereaksi, sehingga:

pH tergantung pada harga K_a dan K_b , tidak tergantung pada konsentrasi garam.

$$[\text{H}^+] = \sqrt{\frac{K_w K_a}{K_b}}$$

Contoh:

Hitung pH campuran 50 mL NaOH 0,1 M dengan 50 mL CH₃COOH 0,2 M. Tetapan asam = $1,8 \cdot 10^{-5}$

Jawab;



$$\text{Mol NaOH} = 5 \cdot 10^{-2} \times 0,1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Mol CH}_3\text{COOH} = 5 \cdot 10^{-2} \times 0,1 = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$[\text{CH}_3\text{COONa}] = \frac{5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}}{0,1 \text{ L}} = 5 \cdot 10^{-2} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} [\text{Garam}]}$$

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{10^{-14}}{1,8 \cdot 10^{-5}} [5 \cdot 10^{-2}]} = (2,7 \cdot 10^{-11})^{1/2}$$

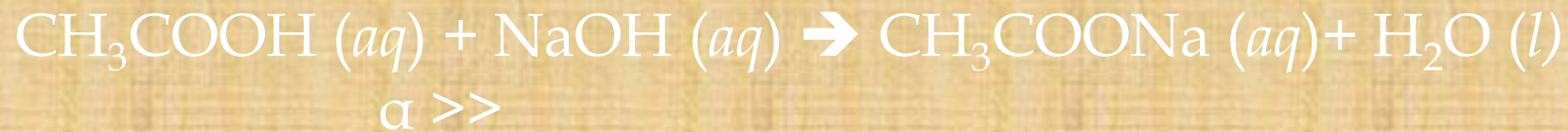
$$\text{pOH} = -\frac{1}{2} \log 2,7 \cdot 10^{-11} = 5,284 \rightarrow \text{pH} = 14 - 5,284 = 8,716 \text{ (basa)}$$

1. Tentukan pH larutan kalsium hidroksida 0,003 M!
2. Hitung konsentrasi ion hidrogen dalam larutan yang pH-nya 5
3. Hitung pH campuran 100 mL asam asetat 0,1 M dan 50 mL NaOH 0,2 M
4. Hitung pH campuran 100 mL NH_4OH 0,05 M dengan 200 mL asam asetat 0,1 M. $K_b = 1,5 \times 10^{-5}$
5. Tentukan pH larutan asam asetat 0,01 M jika $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

LARUTAN BUFFER

- ❖ Larutan yang dapat mempertahankan pH dari pengaruh penambahan sedikit asam, basa atau pengenceran.
- ❖ Pada umumnya terdiri atas
 - ❖ campuran asam lemah dan garamnya
 - ❖ campuran basa lemah dan garamnya

Buffer asam lemah dan garamnya

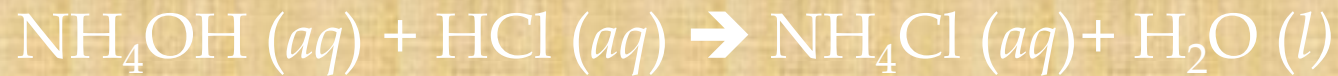


$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-] [\text{H}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

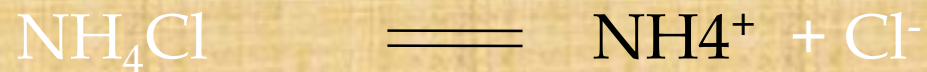
$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}$$

$$[\text{H}^+] = K_a \frac{[\text{asam}]}{[\text{garam}]} \quad \text{pH} = \text{p}K_a - \log \frac{[\text{asam}]}{[\text{garam}]}$$

Buffer basa lemah dan garamnya



$\alpha \gg$



$\alpha \ll$



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_4\text{OH}]}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{NH}_4\text{OH}]}{[\text{NH}_4^+]}$$

$$[\text{OH}^-] = K_b \frac{[\text{basa}]}{[\text{garam}]}$$

$$\text{pOH} = \text{p}K_b - \log \frac{[\text{basa}]}{[\text{garam}]}$$

Titrasi Asam Basa

- Jika suatu asam dan basa dititrasi, setiap penambahan pereaksi akan mengakibatkan perubahan pH
- Ada empat macam perhitungan pH jika suatu asam dititrasi dengan basa, yaitu:
 1. Titik awal → pH asam sebelum penambahan basa
 2. Daerah antara (sebelum titik ekuivalen) → larutan mengandung garam dan asam berlebih
 3. Titik ekuivalen (saat banyaknya asam atau basa tepat setara secara stoikiometri dengan banyaknya basa atau asam dalam larutan → larutan mengandung garam dengan
 4. Setelah titik ekuivalen → larutan mengandung garam dan basa berlebih

Titration of Strong Acid with Strong Base

1. At the beginning of titration, pH of the solution is determined by the concentration of the acid

$$[H^+] = C_a$$

2. Between, before the equivalence point $[H^+] = \frac{V_a M_a - V_b M_b}{V_a + V_b}$

3. At the equivalence point, the acid is exactly neutralized by the base

$$V_{b(\text{ekiv})} = \frac{V_a M_a}{M_b}$$

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

$$[H^+] = \sqrt{K_w}$$

4. After the equivalence point, pH is determined by the concentration of excess OH^-

$$[OH^-] = \frac{V_b M_b - V_a M_a}{V_a + V_b}$$

Titrasi Asam lemah dengan Basa Kuat

1. Pada awal titrasi, pH larutan ditentukan oleh konsentrasi asam

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

2. Tahap antara, sebelum titik ekuivalen, terdapat garam dan asam lemah berlebih → pH buffer

$$[H^+] = K_a - \log \frac{[\text{asam}]}{[\text{garam}]}$$

3. Pada titik ekuivalen, semua asam telah berubah menjadi garam → pH hidrolisis garam dari asam lemah dan basa kuat

$$[OH^-] = \sqrt{\frac{K_w}{K_a} [\text{Garam}]}$$

4. Setelah titik ekuivalen, pH ditentukan oleh konsentrasi OH⁻ berlebih

$$[OH^-] = \frac{V_b M_b - V_a M_a}{V_a + V_b}$$

- ❑ Dalam suatu titrasi, titik ekuivalen dapat diketahui dengan pH meter atau dengan suatu zat penunjuk yang dinamakan indikator pH
- ❑ Indikator pH adalah asam lemah atau basa lemah organik yang menunjukkan perubahan warna pada pH tertentu.
- ❑ Pada suatu titrasi asam basa, pemilihan indikator harus disesuaikan dengan pH saat terjadinya titik ekuivalen. Indikator yang digunakan harus mampu memperlihatkan perubahan warna sedekat mungkin dengan saat titik ekuivalen terjadi
- ❑ Contoh indikator PP (fenolftalein) → mempunyai skala pH 8,3 – 10,1 → pada suasana asam, tak berwarna dan pada suasana basa, berwarna merah jambu

Latihan soal :

1. Tentukan pH larutan kalsium hidroksida 0,003 M!
2. Hitung konsentrasi ion hidrogen dalam larutan yang pH-nya 5,8
3. Tentukan pH larutan asam asetat 0,01 M jika $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$
4. Seorang mahasiswa akan menitrasi 25 mL CH_3COOH 0,1 M dengan NaOH 0,2 M. Tentukan pH larutan :
 - a. sebelum titrasi
 - b. pada titik ekuivalen
 - c. pada penambahan 5 mL NaOH
 - d. pada penambahan 25 mL NaOH
5. Hitung pH campuran asam kloroasetat 0,2 M dan natriumkloroasetat 0,06 jika $K_a = 1,4 \times 10^{-3}$
6. Tentukan tetapan asam fluorida 0,01 yang mengion sebanyak 5%!
7. Hitung pH larutan hasil titrasi 20 mL HCl 0,01 M dengan 30 mL NaOH 0,05 M!
8. Bagaimana caranya membuat suatu larutan asam asetat yang mempunyai pH 4 dari asam asetat 100% berat, yang mempunyai berat jenis 1,05 g/mL?
9. Hitung konsentrasi ion hidrogen dalam suatu larutan yang diperoleh dengan mencampurkan 100 mL NH_4OH 0,5 M dan 200 mL HCl 0,1 M! $K_b = 1,5 \times 10^{-6}$

1. Tentukan pH larutan kalsium hidroksida 0,003 M!
2. Hitung konsentrasi ion hidrogen dalam larutan yang pH-nya 5,8
3. Tentukan pH larutan asam asetat 0,01 M jika $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$

Isilah kotak yang kosong dengan nilai pH campuran pada tabel berikut:

Asam/basa/garam		NaOH		NH ₄ OH		NH ₄ Cl	
		1 M	0,5 M	1 M	0,5 M	1 M	0,5 M
HCl	1 M						
	0,5 M						
CH ₃ COOH	1 M						
	0,5 M						
CH ₃ COONa	1 M						
	0,5 M						

Ka asam asetat = $1,8 \times 10^{-5}$

Kb ammonium hidroksida = $1,5 \times 10^{-4}$