

Presentasi Powerpoint Pengajar  
oleh  
Penerbit ERLANGGA  
*Divisi Perguruan Tinggi*



## *Bab 17*

# Keseimbangan Asam-Basa dan Keseimbangan Kelarutan

**Larutan buffer** adalah larutan yg terdiri dari:

1. asam lemah/basa lemah **dan**
2. garam dari asam lemah/basa lemah

**Keduanya harus ada!**

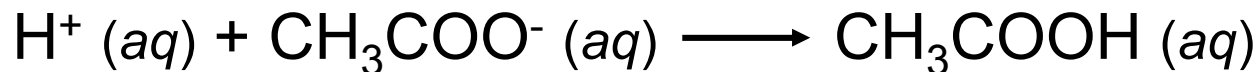


Larutan buffer memiliki kemampuan mempertahankan pH ketika ada penambahan sedikit asam/basa.

Misalkan campuran  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dan  $\text{CH}_3\text{COONa}$  dengan molar yang sama

---

Tambahkan asam kuat



Tambahkan basa kuat



Definisi lain:

Larutan buffer mengandung asam lemah dan basa konjugatnya, atau basa lemah dan asam konjugatnya.

Manakah yang termasuk larutan buffer? (a) KF/HF  
(b) KBr/HBr, (c)  $\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$ , (d)  $\text{NH}_3/\text{NH}_4\text{Cl}$

Perhatikan campuran garam NaA dan asam lemah HA.



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

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

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

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

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$\text{p}K_a = -\log K_a$$

Persamaan  
Henderson-Hasselbalch

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{basa konjugat}]}{[\text{asam}]}$$

# Bagaimana Larutan Buffer Bekerja

---

Misalkan larutan buffer dibuat dengan cara memasukkan 0,25 mol asam asetat dan 0,25 mol natrium asetat dalam tiap 1 liter larutan.

Berapakah pH dari larutan buffer tersebut?

Berapakah pH dari 1000,0 mL larutan buffer itu setelah ditambah  
1,00 mL HCl (12,0 M)?

Berapa jika ditambah 1,00 mL NaOH (6,00 M)?

Berapa perubahan pH dari 1000 mL air murni jika ditambah 1,0 mL  
HCl (12,0 M)?

---

# Membuat Larutan Buffer

**Soal:** Larutan buffer ion amonia–amonium memiliki pH sekitar 9,2 dan dapat digunakan untuk mempertahankan pH larutan tetap bersifat basa. Berapakah massa amonium klorida yang harus ditambahkan ke dalam 400.00 mL larutan 3.00 *M* ammonia Untuk membuat suatu larutan buffer?

$$K_b \text{ NH}_3 = 1,8 \times 10^{-5}.$$

# $K_a$ Values for Some Monoprotic Acids

**Table 18.2**  $K_a$  Values for Some Monoprotic Acids at 25°C

Name (Formula)	Lewis Structure*	$K_a$
Iodic acid (HIO <sub>3</sub> )		$1.6 \times 10^{-1}$
Chlorous acid (HClO <sub>2</sub> )		$1.12 \times 10^{-2}$
Nitrous acid (HNO <sub>2</sub> )		$7.1 \times 10^{-4}$
Hydrofluoric acid (HF)		$6.8 \times 10^{-4}$
Formic acid (HCOOH)		$1.8 \times 10^{-4}$
Benzoic acid (C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> COOH)		$6.3 \times 10^{-5}$
Acetic acid (CH <sub>3</sub> COOH)		$1.8 \times 10^{-5}$
Propanoic acid (CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH)		$1.3 \times 10^{-5}$
Hypochlorous acid (HClO)		$2.9 \times 10^{-8}$
Hypobromous acid (HBrO)		$2.3 \times 10^{-9}$
Hydrocyanic acid (HCN)		$6.2 \times 10^{-10}$
Phenol (C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> OH)		$1.0 \times 10^{-10}$
Hypoiodous acid (HIO)		$2.3 \times 10^{-11}$



\*Red type indicates the ionizable proton; structures have zero formal charge.

Bagaimana membuat larutan buffer dengan pH 5.00?

Hitunglah pH dari

a) 0,10 M  $\text{CH}_3\text{COOH}$

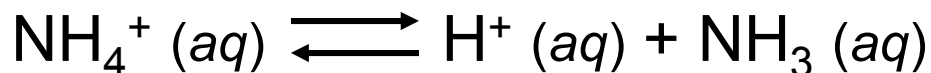
b) Larutan yang mengandung  
0,10 M  $\text{CH}_3\text{COOH}$   
dan 0,10 M  $\text{CH}_3\text{COONa}$

$$K_a = 1,8 \times 10^{-5}$$



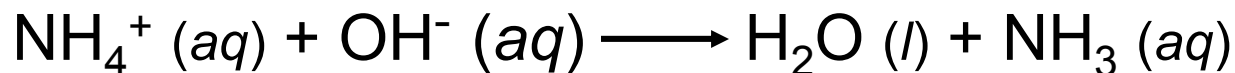


Hitunglah pH dari larutan buffer 0,30 M  $\text{NH}_3$ /0,36 M  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .  
Berapa pH-nya setelah penambahan 20,0 mL  $\text{NaOH}$ (0,050 M ) ke dalam 80,0 mL larutan buffer tersebut?



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{p}K_a = 9,25 \quad \text{pH} = 9,25 + \log \frac{[0,30]}{[0,36]} = 9,17$$

awal (mol)	0,029	0,001	0,024
------------	-------	-------	-------

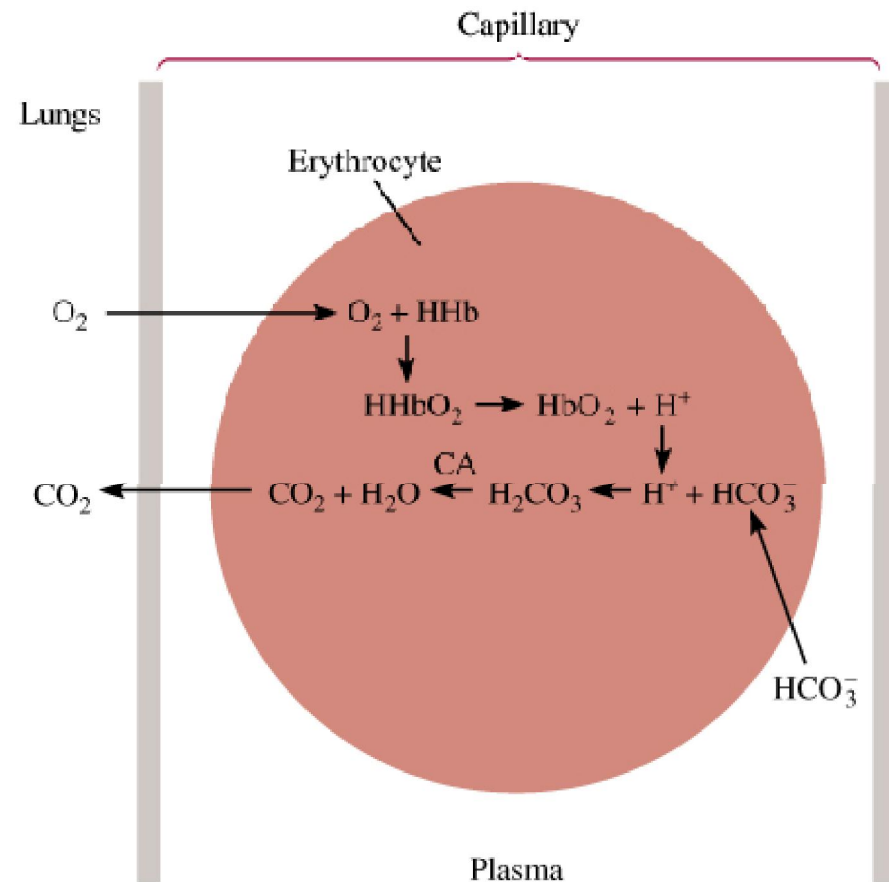
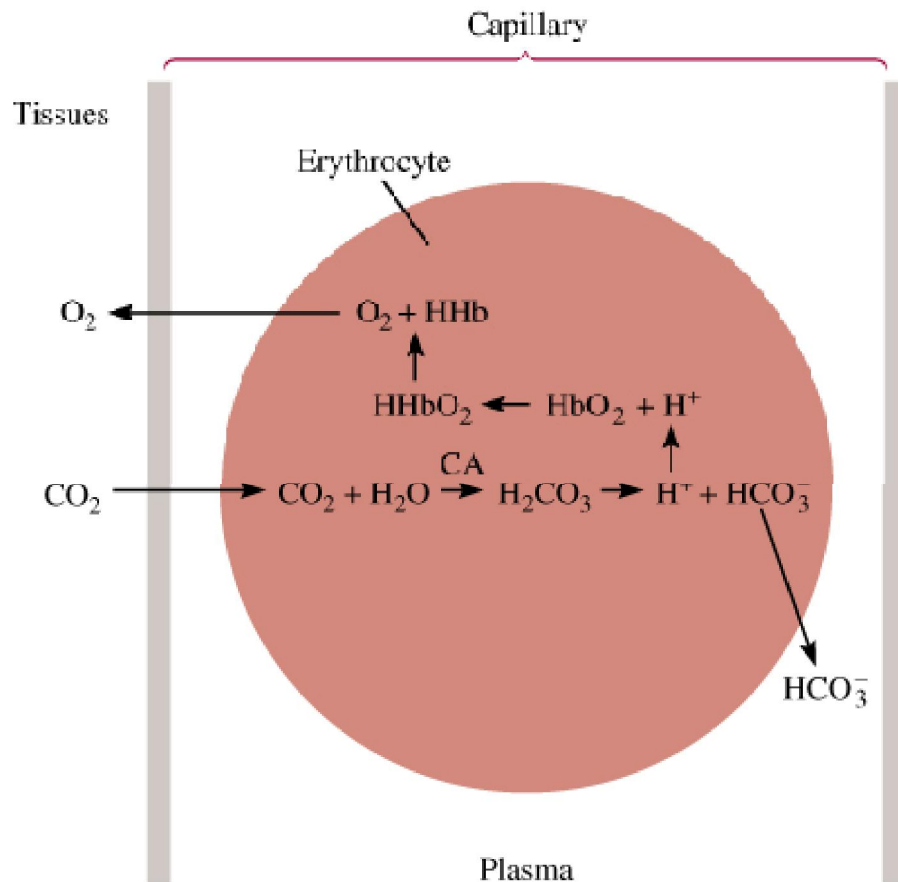


akhir (mol)	0,028	0,0	0,025
-------------	-------	-----	-------

volume akhir = 80,0 mL + 20,0 mL = 100 mL

$$[\text{NH}_4^+] = \frac{0,028}{0,10} \quad [\text{NH}_3] = \frac{0,025}{0,10} \quad \text{pH} = 9,25 + \log \frac{[0,25]}{[0,28]} = 9,20$$

# Mempertahankan pH Darah

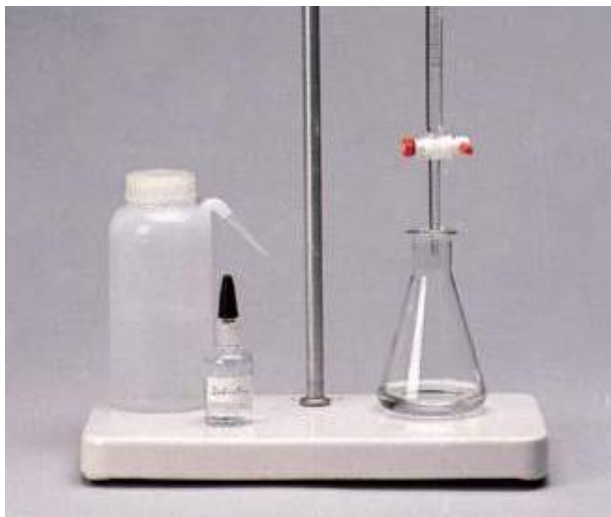


# Titration

Dalam **titrasi** suatu larutan yang konsentrasinya diketahui secara pasti (larutan standar) ditambahkan secara bertahap ke larutan lain yg konsentrasinya tidak diketahui sampai reaksi kimia antar kedua larutan itu berlangsung sempurna.

**Titik ekuivalen** – titik di mana telah terjadi reaksi sempurna.

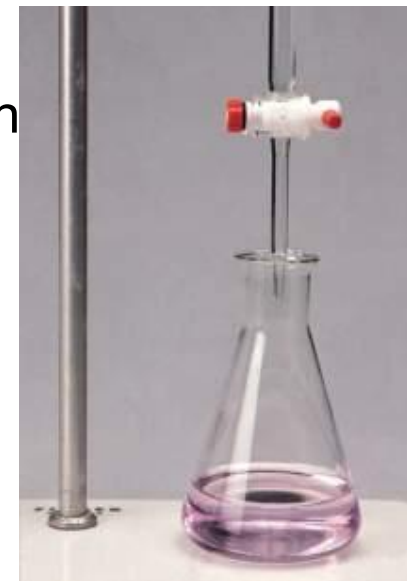
**Indikator** – zat berubah warnanya pada (di dekat) yang titik ekuivalen.



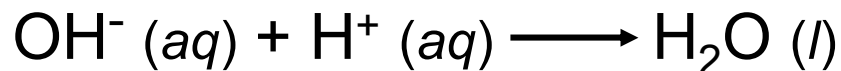
Perlahan-lahan tambahkan  
basa ke dalam asam  
yg tdk diketahui pHnya

**SAMPAI**

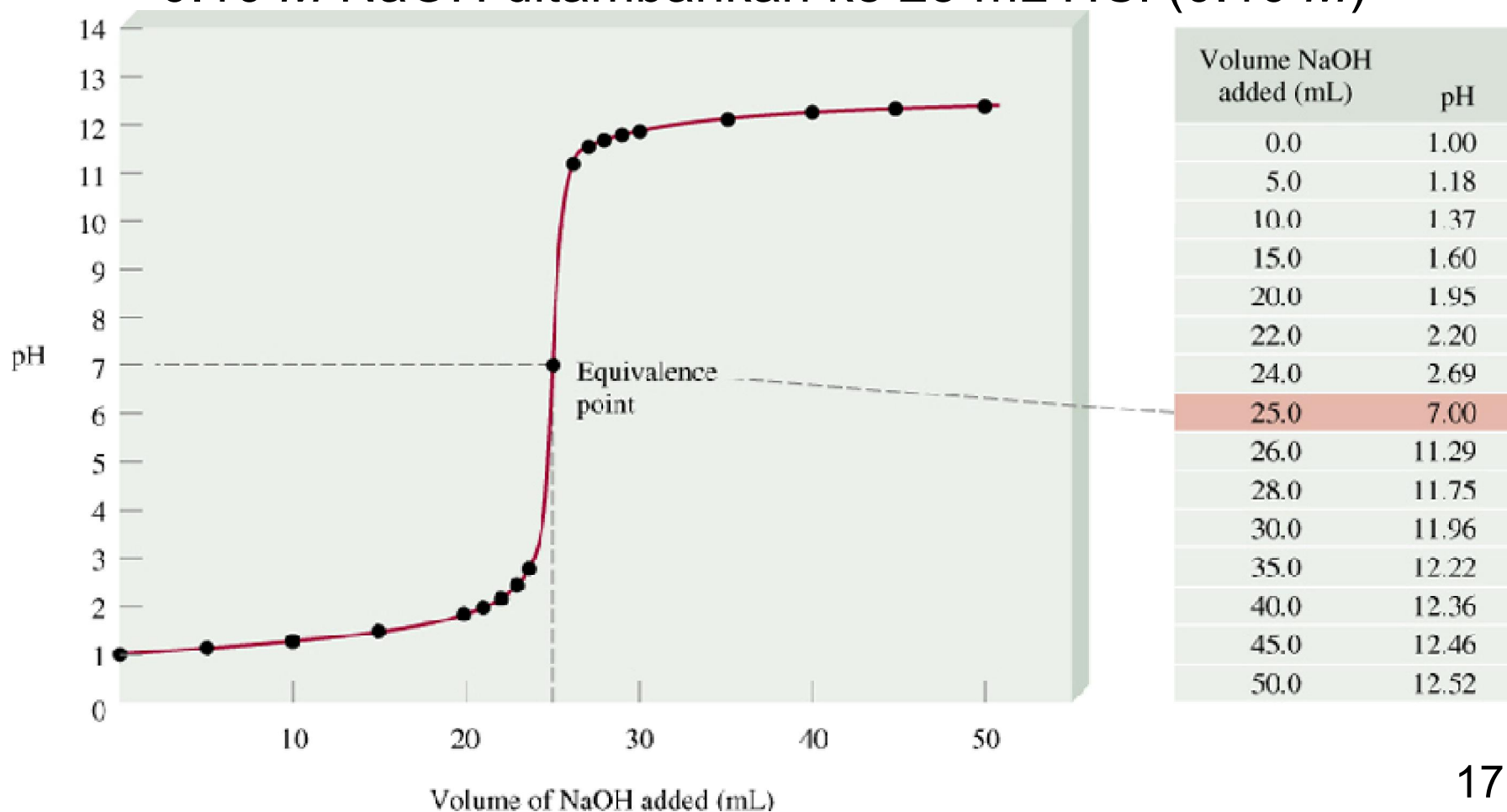
Indikator  
berubah warna  
(merah muda)



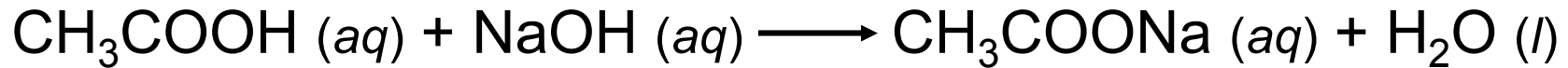
# Titrasi Asam Kuat-Basa Kuat



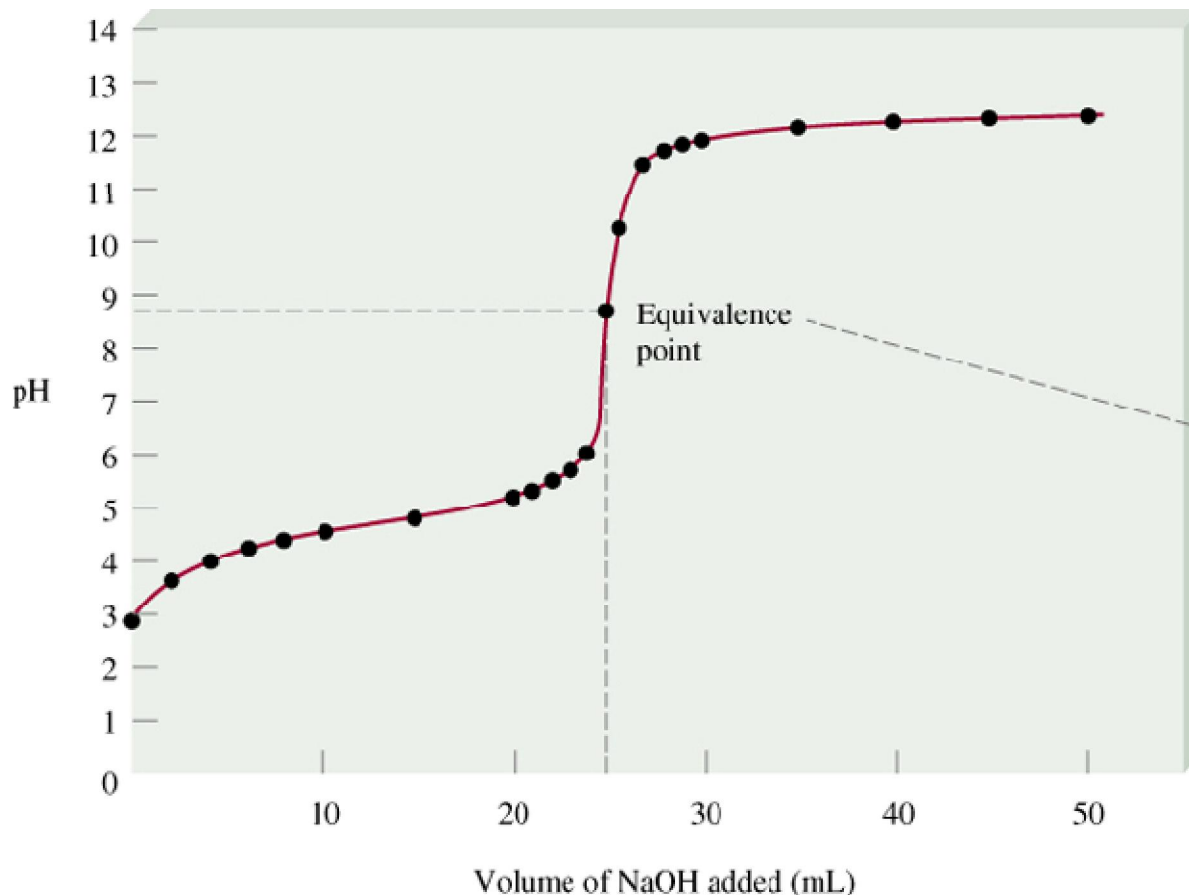
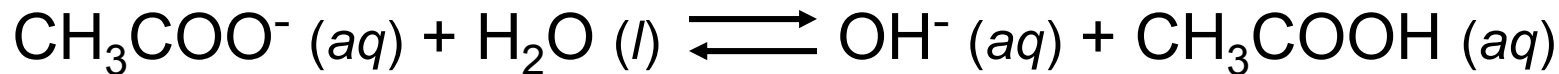
0.10 M NaOH ditambahkan ke 25 mL HCl (0.10 M)



# Titration Asam Lemah-Basa Kuat

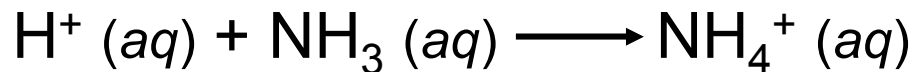
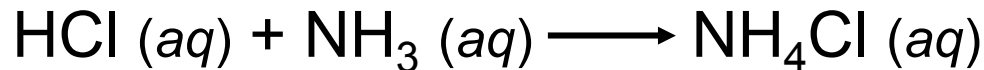


Pada titik ekuivalen ( $\text{pH} > 7$ ):

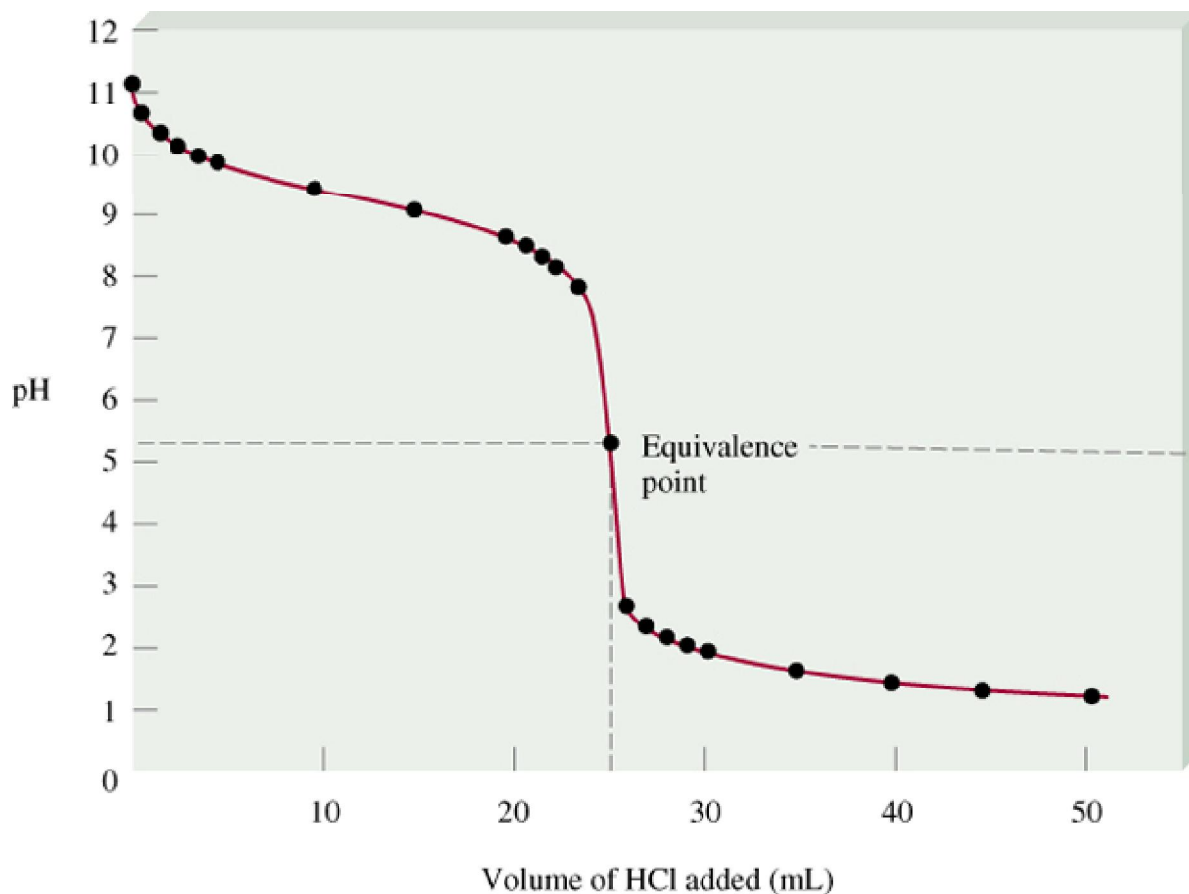
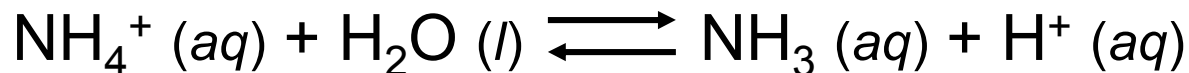


Volume NaOH added (mL)	pH
0.0	2.87
5.0	4.14
10.0	4.57
15.0	4.92
20.0	5.35
22.0	5.61
24.0	6.12
25.0	8.72
26.0	10.29
28.0	11.75
30.0	11.96
35.0	12.22
40.0	12.36
45.0	12.46
50.0	12.52

# Titrasi Asam Kuat-Basa Lemah



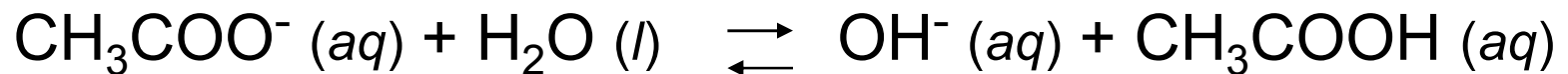
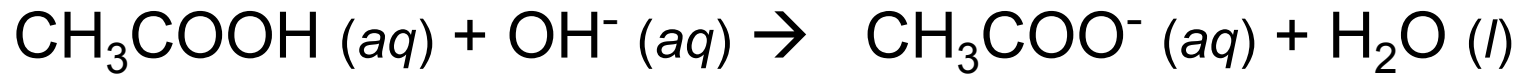
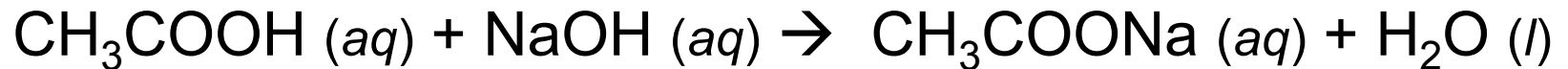
Pada titik ekuivalen ( $\text{pH} < 7$ ):



Volume HCl added (mL)	pH
0.0	11.13
5.0	9.86
10.0	9.44
15.0	9.08
20.0	8.66
22.0	8.39
24.0	7.88
25.0	5.28
26.0	2.70
28.0	2.22
30.0	2.00
35.0	1.70
40.0	1.52
45.0	1.40
50.0	1.30

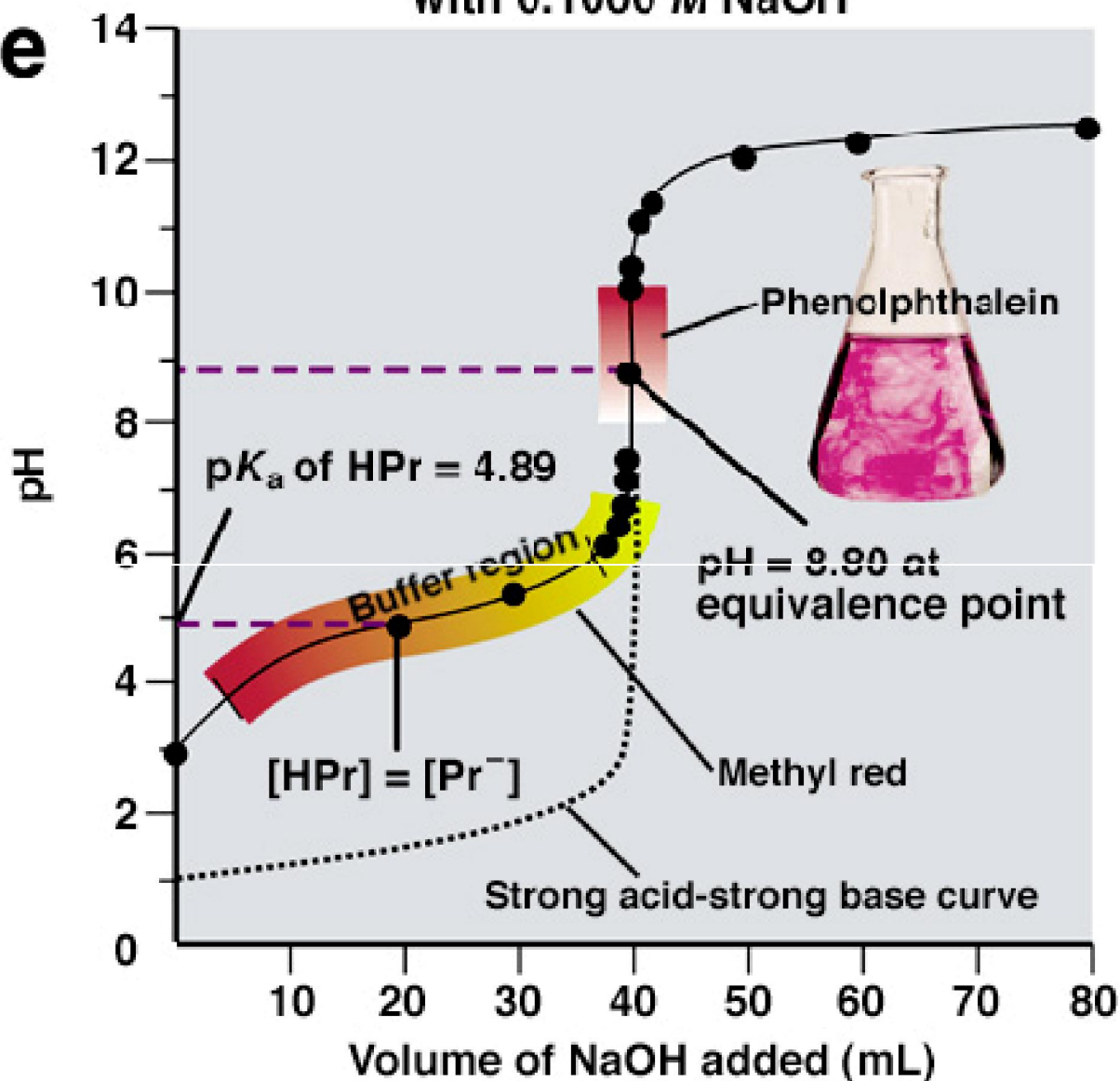
# Menghitung pH dalam Titrasi Asam Lemah-Basa Kuat

Soal: Menghitung pH dalam titrasi 40,00 mL 0,100 M asam asetat ( $K_a = 1,8 \times 10^{-5}$ ) setelah penambahan 0,100 M NaOH dengan volume: (a) 0,00 mL (b) 20,00 mL (c) 40,00 mL



# Weak Acid-Strong Base Titration Curve

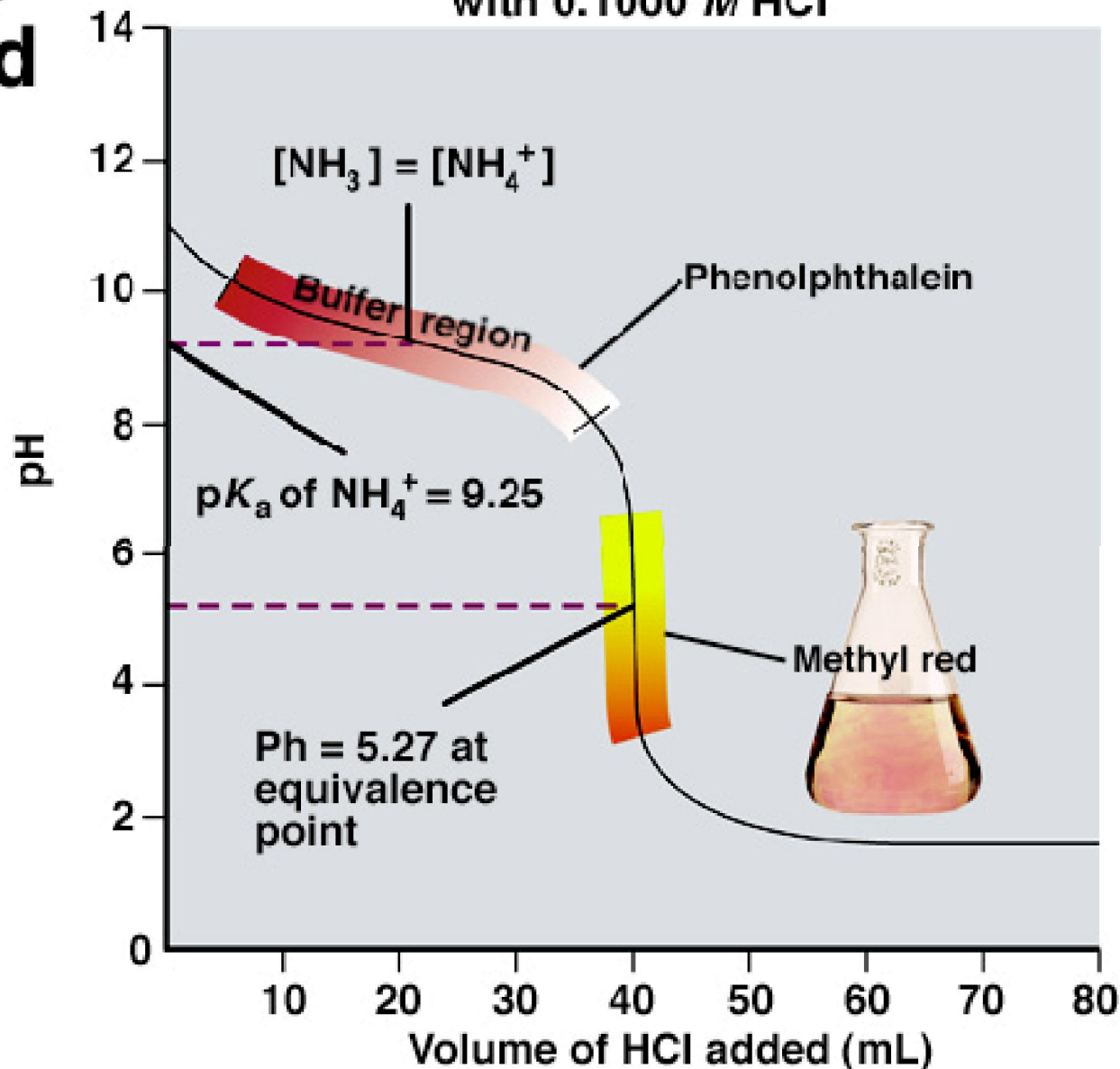
Titration of 40.00 mL of 0.1000 M HPr with 0.1000 M NaOH





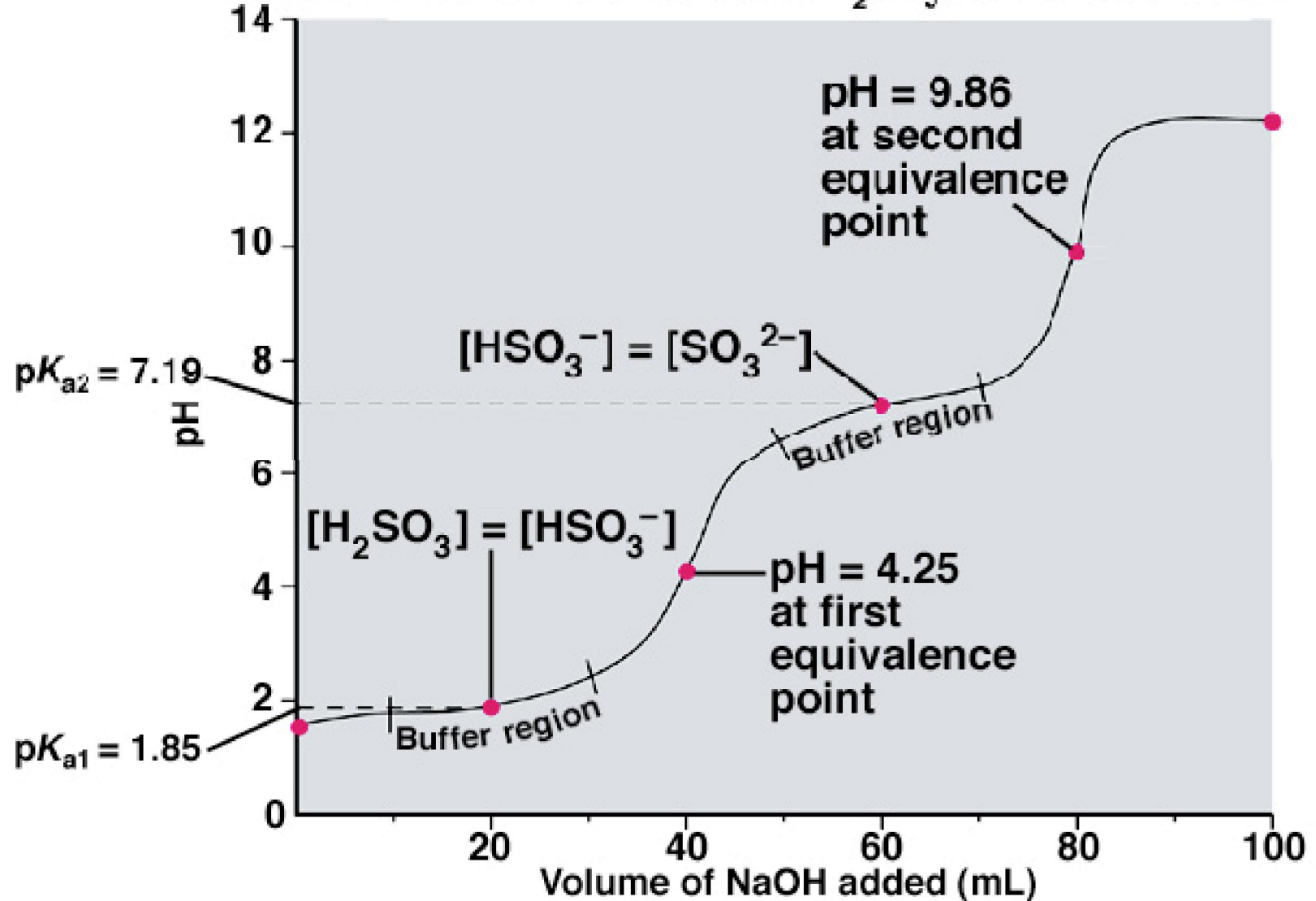
# Weak Base-Strong Acid Titration Curve

Titration of 40.00 mL of 0.1000 M  $\text{NH}_3$  with 0.1000 M HCl



# Weak Polyprotic Acid Titration Curve

Titration of 40.00 mL of 0.1000 M  $\text{H}_2\text{SO}_3$  with 0.1000 M NaOH





# Indikator Asam-Basa



$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \geq 10$  warna asam (HIn) akan dominan

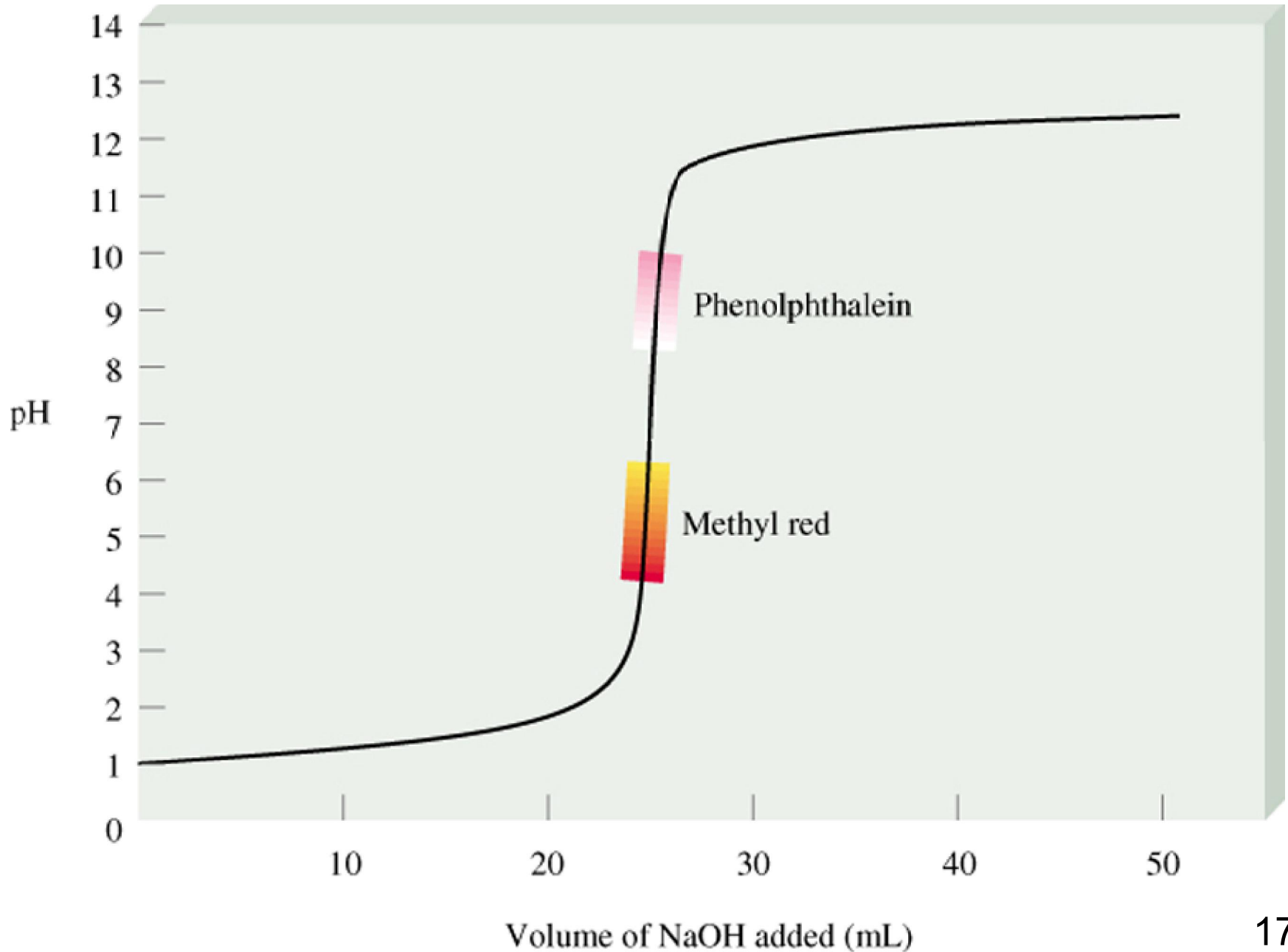
$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \leq 10$  warna basa konjugat ( $\text{In}^-$ ) akan dominan

**Table 16.1** Some Common Acid-Base Indicators

Indicator	C o l o r		pH Range*
	In Acid	In Base	
Thymol blue	Red	Yellow	1.2–2.8
Bromophenol blue	Yellow	Bluish purple	3.0–4.6
Methyl orange	Orange	Yellow	3.1–4.4
Methyl red	Red	Yellow	4.2–6.3
Chlorophenol blue	Yellow	Red	4.8–6.4
Bromothymol blue	Yellow	Blue	6.0–7.6
Cresol red	Yellow	Red	7.2–8.8
Phenolphthalein	Colorless	Reddish pink	8.3–10.0

\* The pH range is defined as the range over which the indicator changes from the acid color to the base color.

# Kurva Titrasi Asam Kuat dengan Basa Kuat.





Indikator apa yang anda gunakan dalam titrasi  $\text{HNO}_2$  dengan  $\text{KOH}$  ?

Asam lemah dititrasi dengan basa kuat.

Pada titik ekuivalen, akan diperoleh basa konjugat dari asam lemah.

Pada titik ekuivalen,  $\text{pH} > 7$

Gunakan kresol merah atau fenolftalen

**Table 16.1** Some Common Acid-Base Indicators

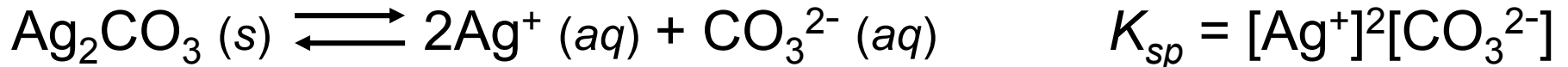
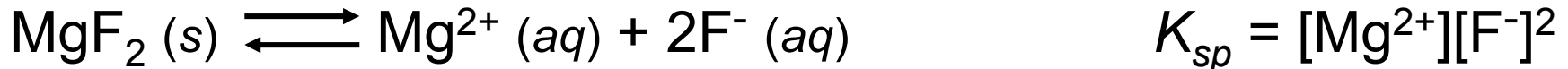
Indicator	C o l o r		pH Range*
	In Acid	In Base	
Thymol blue	Red	Yellow	1.2–2.8
Bromophenol blue	Yellow	Bluish purple	3.0–4.6
Methyl orange	Orange	Yellow	3.1–4.4
Methyl red	Red	Yellow	4.2–6.3
Chlorophenol blue	Yellow	Red	4.8–6.4
Bromothymol blue	Yellow	Blue	6.0–7.6
Cresol red	Yellow	Red	7.2–8.8
Phenolphthalein	Colorless	Reddish pink	8.3–10.0

\* The pH range is defined as the range over which the indicator changes from the acid color to the base color.

# Keseimbangan Kelarutan



$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$        $K_{sp}$  adalah ***konstanta hasilkali kelarutan***



Pelarutan suatu padatan ionik ke dalam larutan berair:

$Q < K_{sp}$       Larutan tak jenuh      Tidak ada endapan

$Q = K_{sp}$       Larutan jenuh

$Q > K_{sp}$       Larutan lewat jenuh      Endapan akan terbentuk

**Table 16.2 Solubility Products of Some Slightly Soluble Ionic Compounds at 25°C**

Compound	$K_{sp}$	Compound	$K_{sp}$
Aluminum hydroxide [Al(OH) <sub>3</sub> ]	$1.8 \times 10^{-33}$	Lead(II) chromate (PbCrO <sub>4</sub> )	$2.0 \times 10^{-14}$
Barium carbonate (BaCO <sub>3</sub> )	$8.1 \times 10^{-9}$	Lead(II) fluoride (PbF <sub>2</sub> )	$4.1 \times 10^{-8}$
Barium fluoride (BaF <sub>2</sub> )	$1.7 \times 10^{-6}$	Lead(II) iodide (PbI <sub>2</sub> )	$1.4 \times 10^{-8}$
Barium sulfate (BaSO <sub>4</sub> )	$1.1 \times 10^{-10}$	Lead(II) sulfide (PbS)	$3.4 \times 10^{-28}$
Bismuth sulfide (Bi <sub>2</sub> S <sub>3</sub> )	$1.6 \times 10^{-72}$	Magnesium carbonate (MgCO <sub>3</sub> )	$4.0 \times 10^{-5}$
Cadmium sulfide (CdS)	$8.0 \times 10^{-28}$	Magnesium hydroxide [Mg(OH) <sub>2</sub> ]	$1.2 \times 10^{-11}$
Calcium carbonate (CaCO <sub>3</sub> )	$8.7 \times 10^{-9}$	Manganese(II) sulfide (MnS)	$3.0 \times 10^{-14}$
Calcium fluoride (CaF <sub>2</sub> )	$4.0 \times 10^{-11}$	Mercury(I) chloride (Hg <sub>2</sub> Cl <sub>2</sub> )	$3.5 \times 10^{-18}$
Calcium hydroxide [Ca(OH) <sub>2</sub> ]	$8.0 \times 10^{-6}$	Mercury(II) sulfide (HgS)	$4.0 \times 10^{-54}$
Calcium phosphate [Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> ]	$1.2 \times 10^{-26}$	Nickel(II) sulfide (NiS)	$1.4 \times 10^{-24}$
Chromium(III) hydroxide [Cr(OH) <sub>3</sub> ]	$3.0 \times 10^{-29}$	Silver bromide (AgBr)	$7.7 \times 10^{-13}$
Cobalt(II) sulfide (CoS)	$4.0 \times 10^{-21}$	Silver carbonate (Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> )	$8.1 \times 10^{-12}$
Copper(I) bromide (CuBr)	$4.2 \times 10^{-8}$	Silver chloride (AgCl)	$1.6 \times 10^{-10}$
Copper(I) iodide (CuI)	$5.1 \times 10^{-12}$	Silver iodide (AgI)	$8.3 \times 10^{-17}$
Copper(II) hydroxide [Cu(OH) <sub>2</sub> ]	$2.2 \times 10^{-20}$	Silver sulfate (Ag <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> )	$1.4 \times 10^{-5}$
Copper(II) sulfide (CuS)	$6.0 \times 10^{-37}$	Silver sulfide (Ag <sub>2</sub> S)	$6.0 \times 10^{-51}$
Iron(II) hydroxide [Fe(OH) <sub>2</sub> ]	$1.6 \times 10^{-14}$	Strontium carbonate (SrCO <sub>3</sub> )	$1.6 \times 10^{-9}$
Iron(III) hydroxide [Fe(OH) <sub>3</sub> ]	$1.1 \times 10^{-36}$	Strontium sulfate (SrSO <sub>4</sub> )	$3.8 \times 10^{-7}$
Iron(II) sulfide (FeS)	$6.0 \times 10^{-19}$	Tin(II) sulfide (SnS)	$1.0 \times 10^{-26}$
Lead(II) carbonate (PbCO <sub>3</sub> )	$3.3 \times 10^{-14}$	Zinc hydroxide [Zn(OH) <sub>2</sub> ]	$1.8 \times 10^{-14}$
Lead(II) chloride (PbCl <sub>2</sub> )	$2.4 \times 10^{-4}$	Zinc sulfide (ZnS)	$3.0 \times 10^{-23}$



# Keseimbangan Senyawa Ionik yang Sedikit Larut

Banyak zat ionik yang dikatakan “tak dapat larut” dalam air. Sebenarnya zat ini sedikit larut – kurang dari 0,1 g per 100 g air. Larutan jenuh  $\text{PbCrO}_4$  dalam keadaan keseimbangan dapat ditulis



$$K_{sp} = [\text{Pb}^{2+}] [\text{CrO}_4^{2-}]$$

$Q_{sp}$  untuk reaksi ini disebut hasilkali ion.

# Menulis Hasilkali Ion untuk Senyawa-senyawa Ionik yang Sedikit Larut

---

Soal: Tulislah hasilkali kelarutan dari

- (a) perak bromida;
- (b) stronsium fosfat;
- (c) aluminum karbonat;
- (d) nikel(II) sulfida.

# Menentukan $K_{sp}$ dari Kelarutan

Soal: (a) timbal kromat adalah senyawa tak dapat larut yang digunakan sebagai pigmen. Kelarutannya dalam air adalah  $1,6 \times 10^{-5} \text{g}/100\text{mL}$ . Berapakah  $K_{sp}$ -nya?

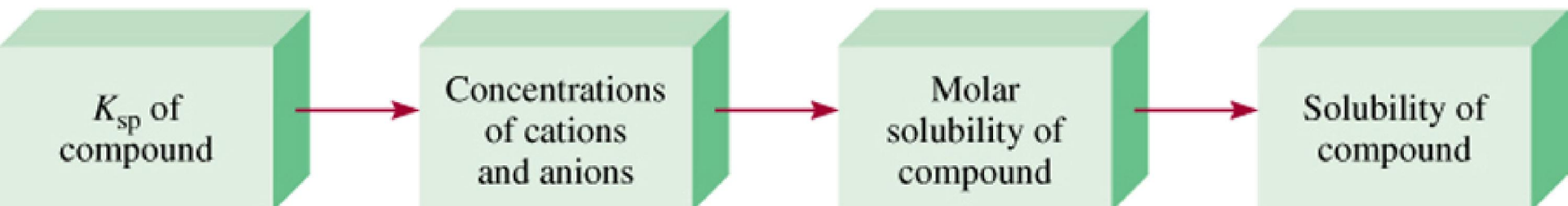
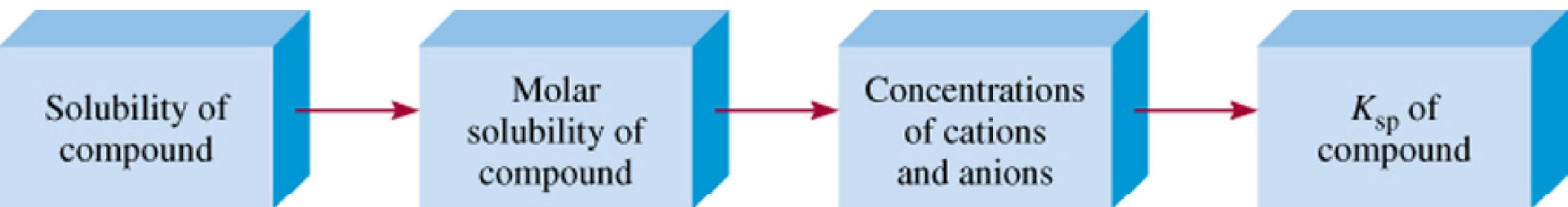
(b) Kelarutan molar dari perak sulfat adalah  $1,5 \times 10^{-2} \text{mol/L}$ .

Berapakah  $K_{sp}$ -nya?

**Catatan: Kelarutan adalah konsentrasi suatu larutan jenuh.  
Konstanta hasilkali kelarutan adalah konstanta kesetimbangan.**

**Molar kelarutan** (mol/L) jumlah mol zat terlarut dalam 1 L larutan jenuh.

**kelarutan** (g/L) jumlah gram zat terlarut dalam 1 L larutan jenuh.



**Table 16.3** Relationship between  $K_{sp}$  and Molar Solubility ( $s$ )

Compound	$K_{sp}$ Expression	Cation	Anion	Relation between $K_{sp}$ and $s$
AgCl	$[Ag^+][Cl^-]$	$s$	$s$	$K_{sp} = s^2; s = (K_{sp})^{\frac{1}{2}}$
BaSO <sub>4</sub>	$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$	$s$	$s$	$K_{sp} = s^2; s = (K_{sp})^{\frac{1}{2}}$
Ag <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$[Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$	$2s$	$s$	$K_{sp} = 4s^3; s = \left(\frac{K_{sp}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
PbF <sub>2</sub>	$[Pb^{2+}][F^-]^2$	$s$	$2s$	$K_{sp} = 4s^3; s = \left(\frac{K_{sp}}{4}\right)^{\frac{1}{3}}$
Al(OH) <sub>3</sub>	$[Al^{3+}][OH^-]^3$	$s$	$3s$	$K_{sp} = 27s^4; s = \left(\frac{K_{sp}}{27}\right)^{\frac{1}{4}}$
Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>	$[Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$	$3s$	$2s$	$K_{sp} = 108s^5; s = \left(\frac{K_{sp}}{108}\right)^{\frac{1}{5}}$



Berapakah kelarutan perak klorida dalam g/L?



Awal ( <i>M</i> )	0,00	0,00	$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$
-------------------	------	------	---------------------------------------

Perubahan ( <i>M</i> )	+ <i>s</i>	+ <i>s</i>	$K_{sp} = s^2$
------------------------	------------	------------	----------------

Akhir ( <i>M</i> )	<i>s</i>	<i>s</i>	$s = \sqrt{K_{sp}}$
--------------------	----------	----------	---------------------

$$s = 1,3 \times 10^{-5}$$

$$[\text{Ag}^+] = 1,3 \times 10^{-5} \text{ M} \quad [\text{Cl}^-] = 1,3 \times 10^{-5} \text{ M}$$

$$\text{kelarutan AgCl} = \frac{1,3 \times 10^{-5} \text{ mol AgCl}}{1 \text{ L larutan}} \times \frac{143,35 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 1,9 \times 10^{-3} \text{ g/L}$$



Jika 2,00 mL NaOH (0,200 M) ditambahkan ke dalam 1,00 L CaCl<sub>2</sub> (0,100 M), apakah akan terjadi endapan?

Ion-ion yang ada dalam larutan adalah Na<sup>+</sup>, OH<sup>-</sup>, Ca<sup>2+</sup>, Cl<sup>-</sup>.

Zat yang mungkin mengendap adalah Ca(OH)<sub>2</sub> (aturan kelarutan).

Apakah  $Q > K_{sp}$  untuk Ca(OH)<sub>2</sub>?

$$[\text{Ca}^{2+}]_0 = 0,100 \text{ M} \quad [\text{OH}^-]_0 = 4,0 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$Q = [\text{Ca}^{2+}]_0 [\text{OH}^-]_0^2 = 0,10 \times (4,0 \times 10^{-4})^2 = 1,6 \times 10^{-8}$$

$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}] [\text{OH}^-]^2 = 8,0 \times 10^{-6}$$

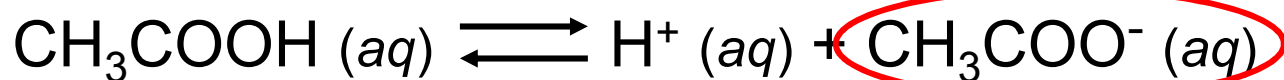
$$Q < K_{sp} \quad \text{Tidak ada endapan}$$

**Efek ion senama** adalah pergeseran kesetimbangan yang disebabkan oleh penambahan senyawa yang memiliki ion yang sama zat yang dilarutkan.



Adanya ion senama **menurunkan** ionisasi asam lemah atau basa lemah.

Perhatikan campuran  $\text{CH}_3\text{COONa}$  (elektrolit kuat) dan  $\text{CH}_3\text{COOH}$  (asam lemah).



ion  
senama







Berapakah pH dari larutan yang mengandung 0,30 M HCOOH dan 0,52 M HCOOK?

Campuran asam lemah dan basa konjugatnya!



Awal (M)	0,30	0,00	0,52
Perubahan (M)	-x	+x	+x
Akhir (M)	0,30 - x	x	0,52 + x

**Efek ion senama**

$$0,30 - x \approx 0,30$$

$$0,52 + x \approx 0,52$$

$$\text{HCOOH } pK_a = 3,77$$

$$\text{pH} = pK_a + \log \frac{[\text{HCOO}^-]}{[\text{HCOOH}]}$$

$$\text{pH} = 3,77 + \log \frac{[0,52]}{[0,30]} = 4,01$$

# Efek Ion Senama dan Kelarutan



Adanya ion senama akan **menurunkan** kelarutan garam.



Berapakah kelarutan molar AgBr dalam (a) air murni dan (b) 0,0010 M NaBr?



$$K_{sp} = 7,7 \times 10^{-13}$$

$$s^2 = K_{sp}$$

$$s = 8,8 \times 10^{-7}$$



$$[\text{Br}^-] = 0,0010 \text{ M}$$



$$[\text{Ag}^+] = s$$

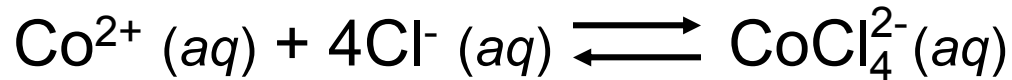
$$[\text{Br}^-] = 0,0010 + s \approx 0,0010$$

$$K_{sp} = 0,0010 \times s$$

$$s = 7,7 \times 10^{-10}$$

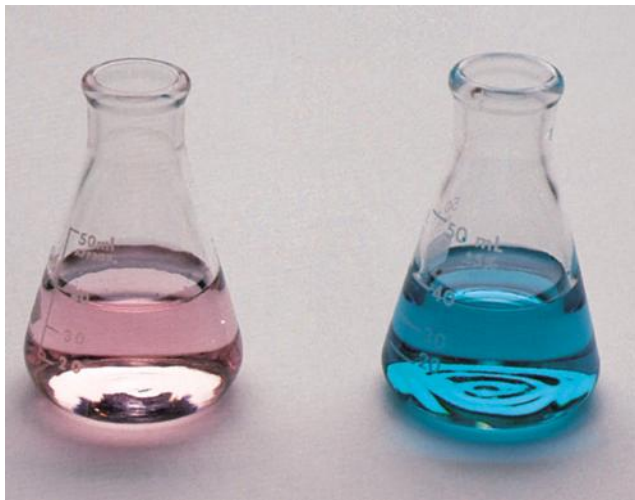
# Keseimbangan Ion Kompleks dan Kelarutan

**Ion kompleks** adalah ion yang mengandung kation logam pusat yang berikatan dengan satu atau lebih ion atau molekul.



**Konstanta pembentukan** atau **konstanta kestabilan** ( $K_f$ ) adalah konstanta kesetimbangan untuk pembentukan ion kompleks.

$$K_f = \frac{[\text{CoCl}_4^{2-}]}{[\text{Co}^{2+}][\text{Cl}^{-}]^4}$$



$K_f \uparrow$

kestabilan kompleks  $\uparrow$

# KESETIMBANGAN ION KOMPLEKS

---

Reaksi asam-basa Lewis di mana kation logam bergabung dengan basa Lewis (ligan) menghasilkan pembentukan ion kompleks.

Logam-logam transisi memiliki kecenderungan membentuk ion kompleks.

Ligan meningkatkan kelarutan suatu senyawa ionik sedikit larut jika membentuk ion kompleks dengan kation.

**Table 16.4** Formation Constants of Selected Complex Ions in Water at 25°C

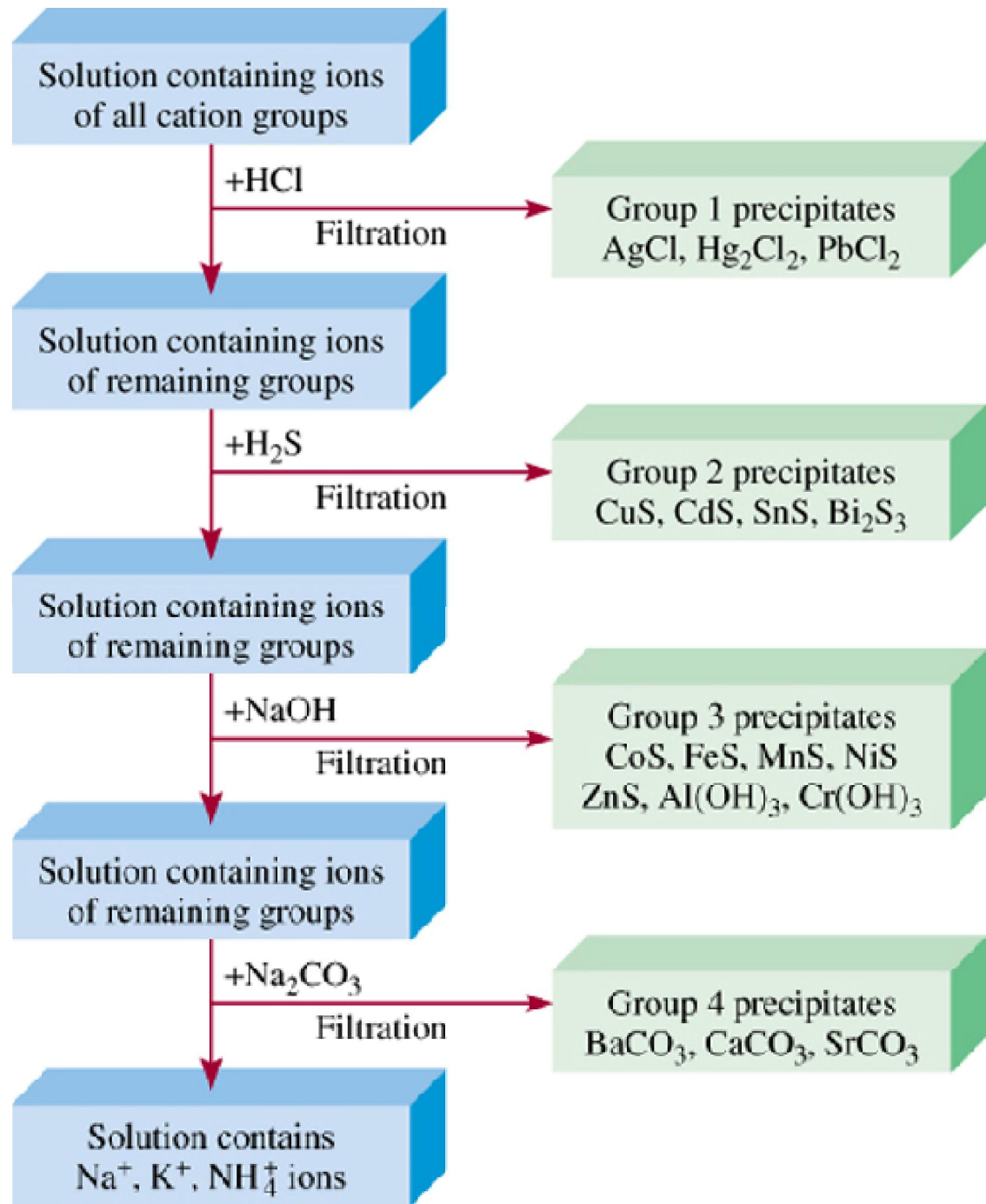
Complex Ion	Equilibrium Expression	Formation Constant ( $K_f$ )
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$\text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$1.5 \times 10^7$
$\text{Ag}(\text{CN})_2^-$	$\text{Ag}^+ + 2\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{CN})_2^-$	$1.0 \times 10^{21}$
$\text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Cu}^{2+} + 4\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$	$1.0 \times 10^{25}$
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$\text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$5.0 \times 10^{13}$
$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$	$7.1 \times 10^{16}$
$\text{CdI}_4^{2-}$	$\text{Cd}^{2+} + 4\text{I}^- \rightleftharpoons \text{CdI}_4^{2-}$	$2.0 \times 10^6$
$\text{HgCl}_4^{2-}$	$\text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{HgCl}_4^{2-}$	$1.7 \times 10^{16}$
$\text{HgI}_4^{2-}$	$\text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^- \rightleftharpoons \text{HgI}_4^{2-}$	$2.0 \times 10^{30}$
$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$	$2.5 \times 10^{41}$
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$	$\text{Co}^{3+} + 6\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$	$5.0 \times 10^{31}$
$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$\text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$2.9 \times 10^9$

**Table 16.5** Separation of Cations into Groups According to Their Precipitation Reactions with Various Reagents

Group	Cation	Precipitating Reagents	Insoluble Compound	$K_{sp}$		
1	$\text{Ag}^+$	HCl ↓	AgCl	$1.6 \times 10^{-10}$		
	$\text{Hg}_2^{2+}$		$\text{Hg}_2\text{Cl}_2$	$3.5 \times 10^{-18}$		
	$\text{Pb}^{2+}$		$\text{PbCl}_2$	$2.4 \times 10^{-4}$		
2	$\text{Bi}^{3+}$	H <sub>2</sub> S in acidic solutions ↓	$\text{Bi}_2\text{S}_3$	$1.6 \times 10^{-72}$		
	$\text{Cd}^{2+}$		CdS	$8.0 \times 10^{-28}$		
	$\text{Cu}^{2+}$		CuS	$6.0 \times 10^{-37}$		
	$\text{Sn}^{2+}$		SnS	$1.0 \times 10^{-26}$		
	3		$\text{Al}^{3+}$	H <sub>2</sub> S in basic solutions ↓	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$1.8 \times 10^{-33}$
$\text{Co}^{2+}$		CoS	$4.0 \times 10^{-21}$			
$\text{Cr}^{3+}$		$\text{Cr}(\text{OH})_3$	$3.0 \times 10^{-29}$			
$\text{Fe}^{2+}$		FeS	$6.0 \times 10^{-19}$			
$\text{Mn}^{2+}$		MnS	$3.0 \times 10^{-14}$			
$\text{Ni}^{2+}$		NiS	$1.4 \times 10^{-24}$			
$\text{Zn}^{2+}$		ZnS	$3.0 \times 10^{-23}$			
4		$\text{Ba}^{2+}$	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> ↓		BaCO <sub>3</sub>	$8.1 \times 10^{-9}$
		$\text{Ca}^{2+}$			CaCO <sub>3</sub>	$8.7 \times 10^{-9}$
	$\text{Sr}^{2+}$	SrCO <sub>3</sub>		$1.6 \times 10^{-9}$		
5	$\text{K}^+$	No precipitating reagent	None			
	$\text{Na}^+$		None			
	$\text{NH}_4^+$		None			



## Analisis Kualitatif Kation



Presentasi Powerpoint Pengajar  
oleh  
Penerbit ERLANGGA  
*Divisi Perguruan Tinggi*