

Keseimbangan Asam Basa dan Keseimbangan Kelarutan

Bab16

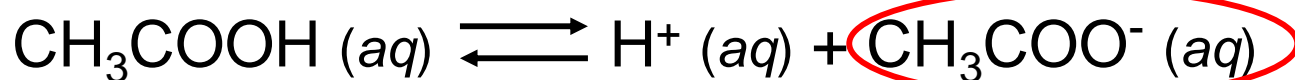


Efek ion sejenis (*common ion effect*) adalah pergeseran kesetimbangan yang disebabkan oleh penambahan senyawa yang memiliki ion yang sama dengan zat terlarut.



Kehadiran ion sejenis menekan ionisasi asam lemah atau basa lemah.

Perhatikan campuran CH_3COONa (elektrolit kuat) dan CH_3COOH (asam lemah).



Ion
sejenis



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

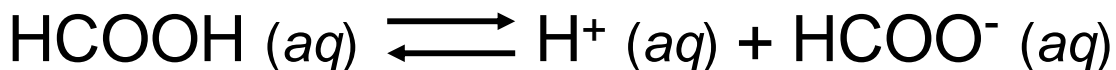
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{basa konjugat}]}{[\text{asam}]}$$



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

Campuran **asam lemah** dan **basa konjugat**!

ICE



Initial/Awal (M)

0,30 0,00 0,52

Change/Perubahan (M)

-x +x +x

**Equilibrium/
Keseimbangan (M)**

0,30 - x x 0,52 + x

Efek ion sejenis

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

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

HCOOH $pK_a = 3,77$

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

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

Larutan *buffer* adalah larutan dari:

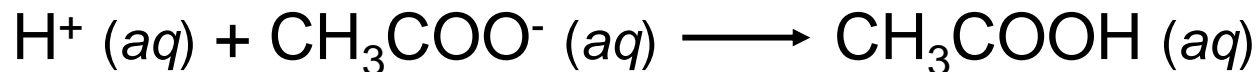
1. Asam lemah atau basa lemah **dan**
2. Garam dari asam lemah atau basa lemah

Keduanya harus ada!

Larutan *buffer* memiliki kemampuan untuk menahan perubahan pH pada penambahan sejumlah kecil asam atau basa.

Perhatikan campuran molar yang sama dari CH_3COOH dan CH_3COONa

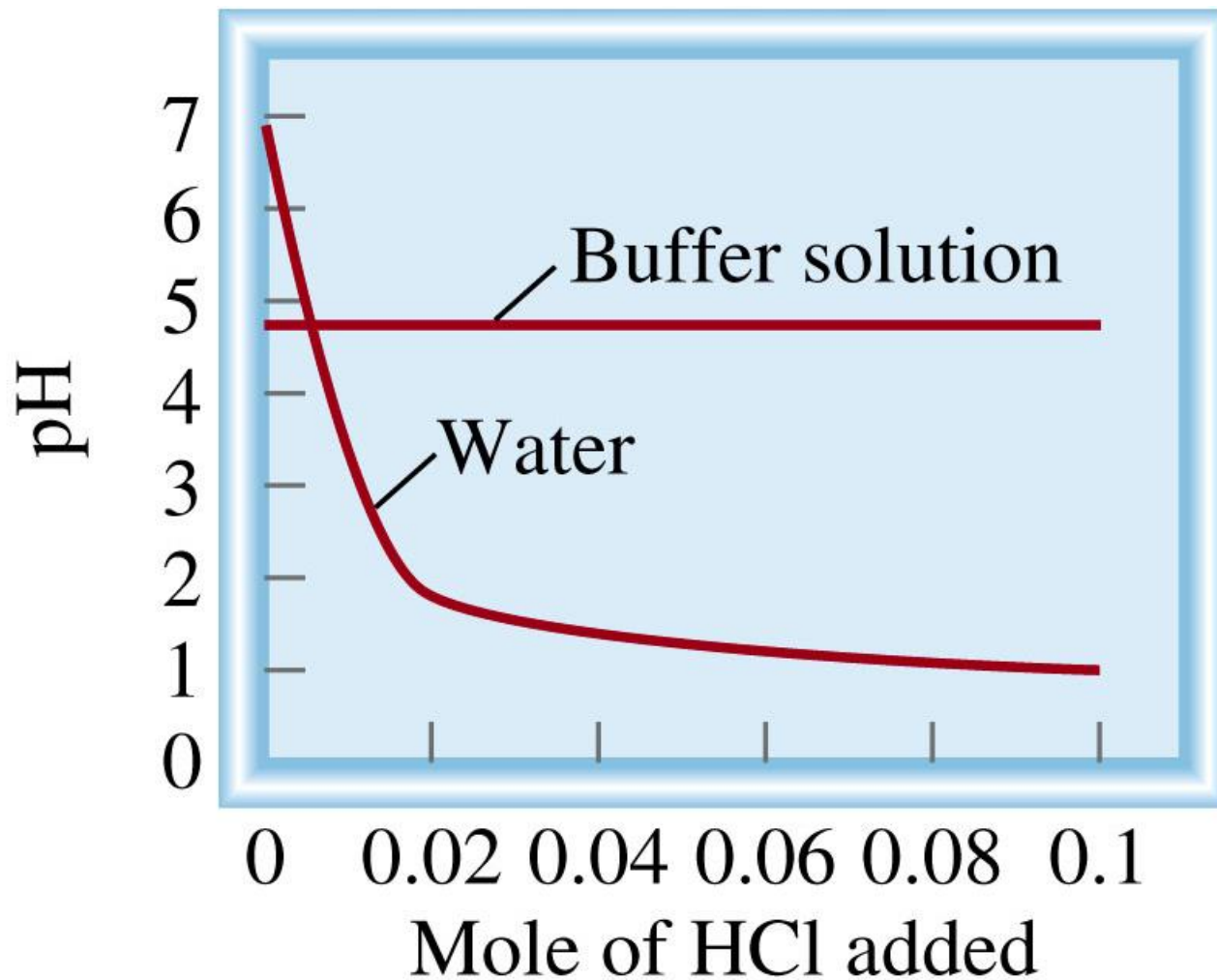
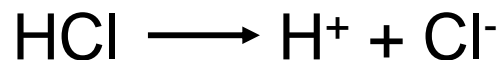
Tambahkan asam kuat



Tambahkan basa kuat



Ketika tablet Alka-Seltzer dilarutkan dalam air, ion bikarbonat dari natrium bicarbonat di dalamnya bereaksi dengan komponen asam dalam tablet yaitu asam sitrat menghasilkan gas karbon dioksida.





Manakah berikut ini yang merupakan sistem *buffer*?

(a) KF/HF

(b) KBr/HBr, (c) $\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$

(a) KF adalah asam lemah dan F^- adalah basa konjugatnya

→ larutan *buffer*

(b) HBr adalah asam kuat

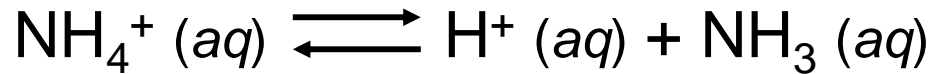
→ bukan larutan *buffer*

(c) CO_3^{2-} adalah basa lemah dan HCO_3^- adalah asam konjugatnya

→ larutan *buffer*



Hitung pH sistem *buffer* NH_3 0,30 M / NH_4Cl 0,36 M.
Berapa pH setelah penambahan 20,0 mL 0,050 M
NaOH pada 80,0 mL larutan *buffer*?



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

mulai (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

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

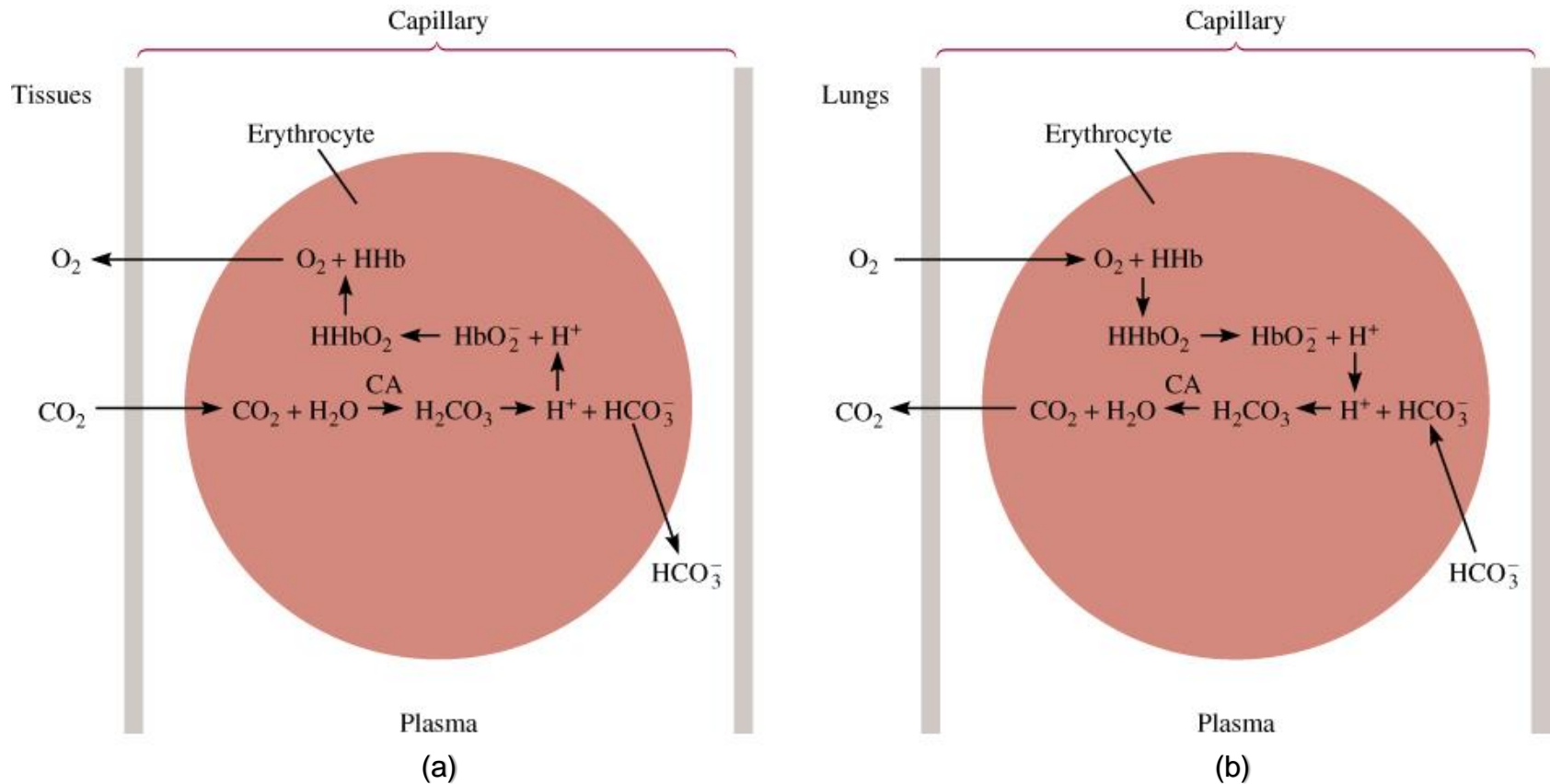
Latihan 1

Calculate the pH of 1.00 L of the buffer 1.00 *M* CH_3COONa /1.00 *M* CH_3COOH before and after the addition of (a) 0.080 mol NaOH, (b) 0.12 mol HCl. (Assume that there is no change in volume.)

Latihan 2

A student is asked to prepare a buffer solution at $\text{pH} = 8.60$, using one of the following weak acids: HA ($K_a = 2.7 \times 10^{-3}$), HB ($K_a = 4.4 \times 10^{-6}$), HC ($K_a = 2.6 \times 10^{-9}$). Which acid should she choose? Why?

Kimia “in Action”: Menjaga pH Darah



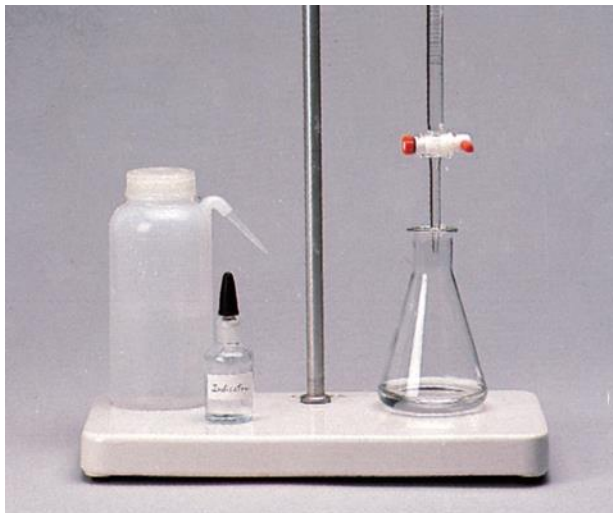
Transportasi dan pelepasan oksigen-karbon dioksida melalui darah. (a) Tekanan parsial CO_2 lebih tinggi di jaringan yang melakukan metabolisme dibandingkan di plasma. Dengan demikian, ia berdifusi ke dalam kapiler darah dan kemudian ke dalam eritrosit. Di sana ia diubah menjadi asam karbonat oleh enzim karbonat anhidrase (CA). Proton yang disediakan oleh asam karbonat kemudian bergabung dengan anion HbO_2 membentuk HHbO_2 , yang akhirnya terdisosiasi menjadi HHb dan O_2 . Karena tekanan parsial O_2 di eritrosit lebih tinggi dibandingkan di jaringan, molekul oksigen berdifusi keluar dari eritrosit dan kemudian masuk ke jaringan. Ion bikarbonat juga berdifusi keluar dari eritrosit dan dibawa oleh plasma ke paru-paru. (b) Di paru-paru, prosesnya justru sebaliknya. Molekul oksigen berdifusi dari paru-paru, yang memiliki tekanan parsial lebih tinggi, ke dalam eritrosit. Di sana mereka bergabung dengan HHb membentuk HHbO_2 . Proton yang disediakan oleh HHbO_2 bergabung dengan ion bikarbonat yang berdifusi ke dalam eritrosit dari plasma untuk membentuk asam karbonat. Dengan adanya karbonat anhidrase, asam karbonat diubah menjadi H_2O dan CO_2 . CO_2 kemudian berdifusi keluar dari paru-paru, lalu dihembuskan.

Titration

In **titration**, a solution with a known concentration is added gradually to another solution with an unknown concentration until the chemical reaction between the two solutions is complete.

Equivalence point – the point at which the reaction is complete

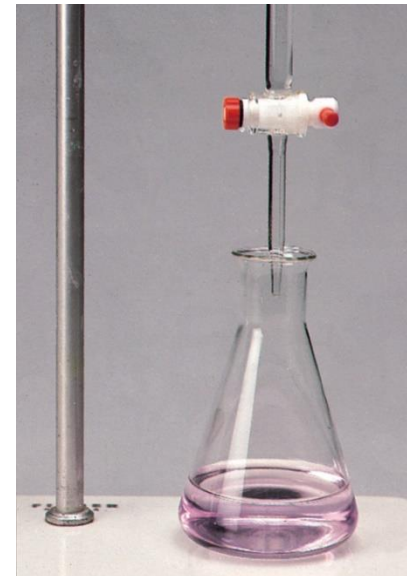
Indicator – a substance that changes color at (or near) the equivalence point



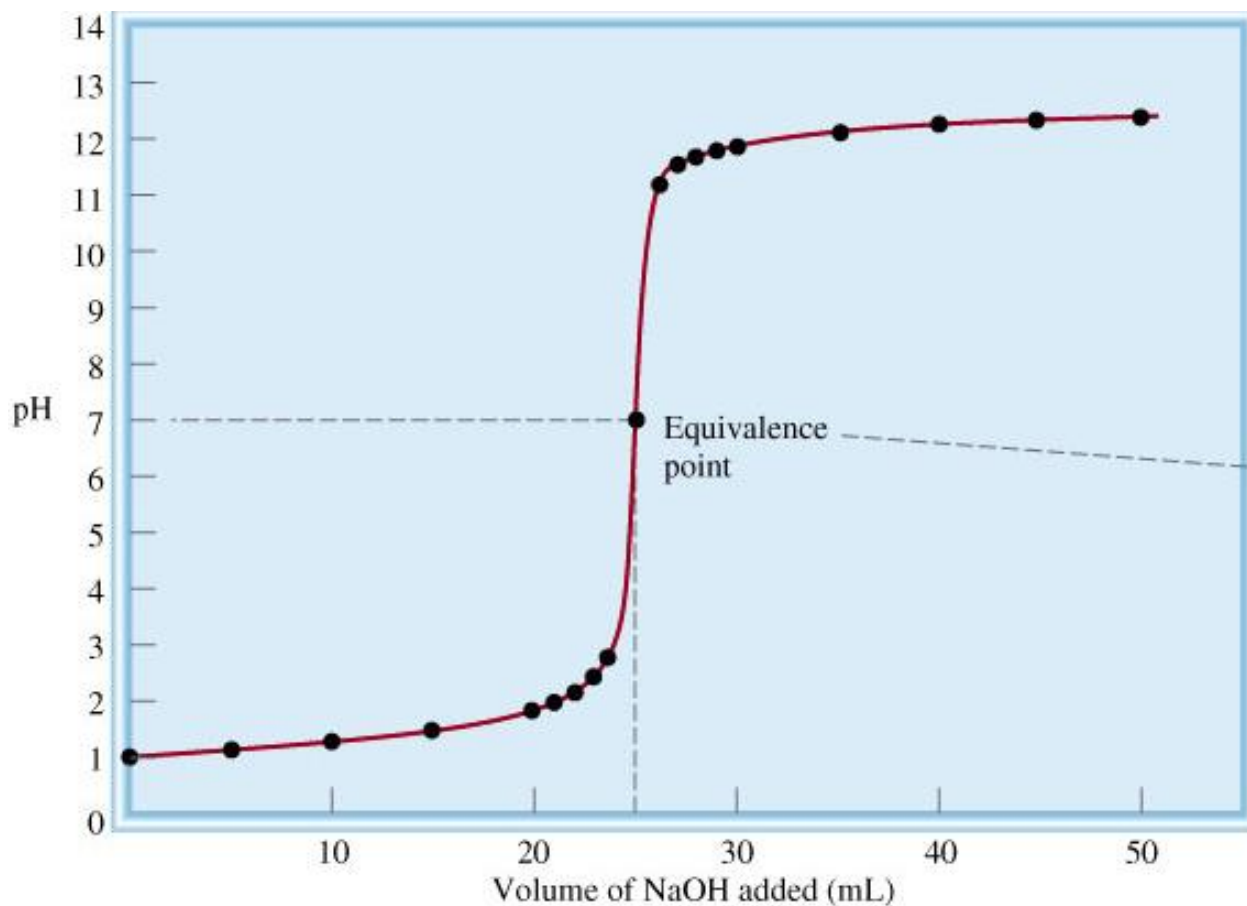
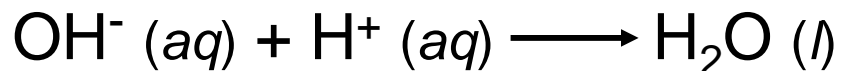
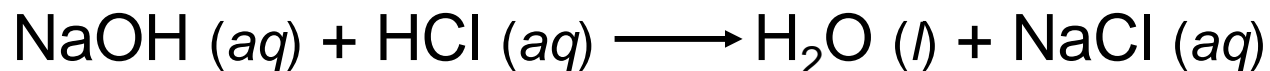
Add base gradually to acid of unknown concentration

UNTIL

Indicator changes color
(pink)

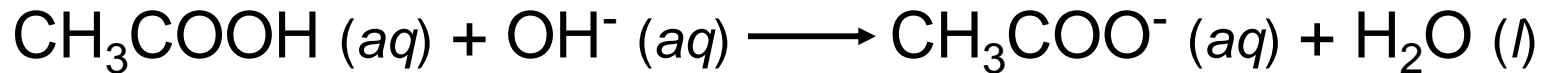


Titrasi Asam Kuat-Basa Kuat

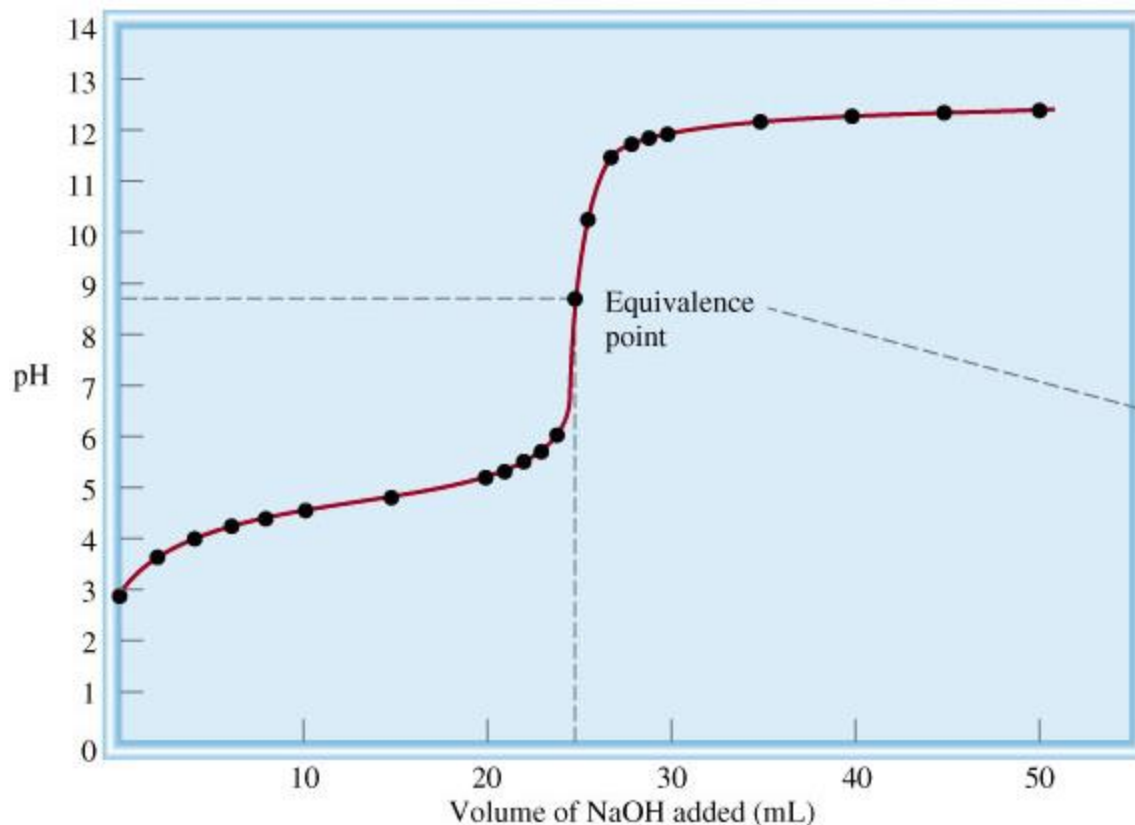
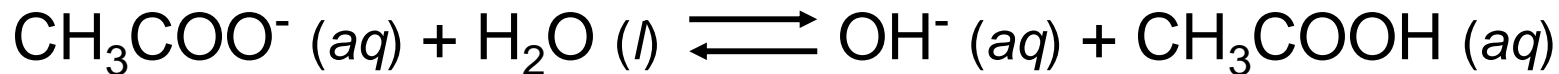


Volume NaOH added (mL)	pH
0.0	1.00
5.0	1.18
10.0	1.37
15.0	1.60
20.0	1.95
22.0	2.20
24.0	2.69
25.0	7.00
26.0	11.29
28.0	11.75
30.0	11.96
35.0	12.22
40.0	12.36
45.0	12.46
50.0	12.52

Titrasi Asam Lemah-Basa Kuat

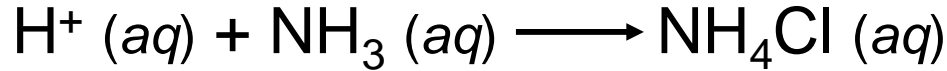
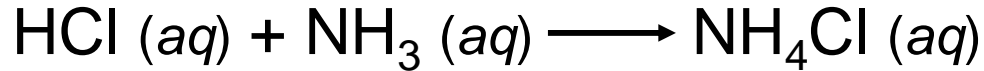


Pada titik ekuivalen ($\text{pH} > 7$):

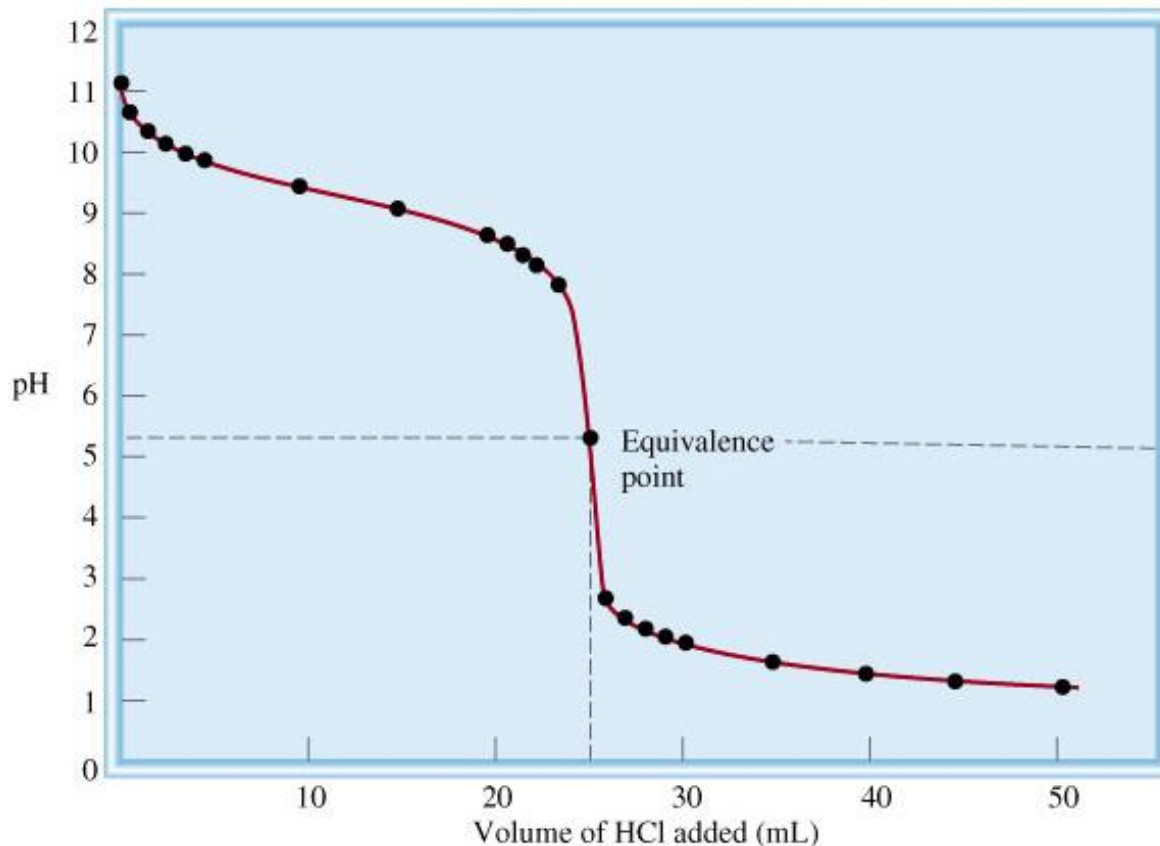
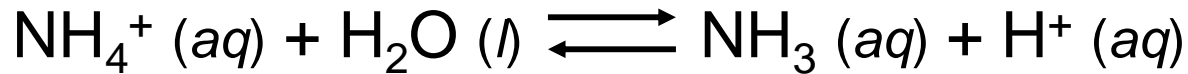


Volume NaOH added (mL)	pH
0.0	2.87
5.0	4.14
10.0	4.57
15.0	4.92
20.0	5.35
22.0	5.61
24.0	6.12
25.0	8.72
26.0	10.29
28.0	11.75
30.0	11.96
35.0	12.22
40.0	12.36
45.0	12.46
50.0	12.52

Titrasi Asam Kuat-Basa Lemah



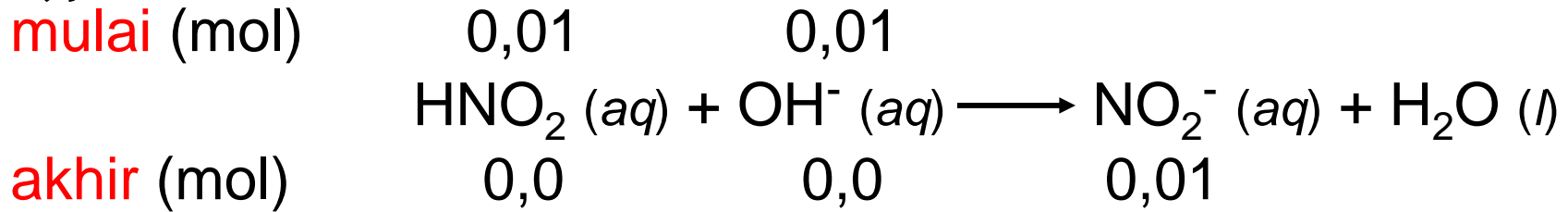
Pada titik ekuivalen ($\text{pH} < 7$):



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



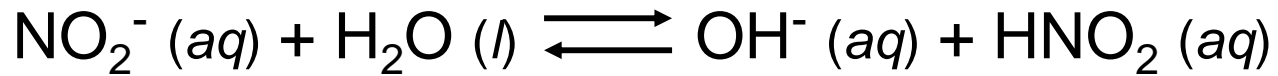
Tepat 100 mL dari 0,10 M HNO_2 dititrasi dengan larutan NaOH 0,10 M. Berapa pH pada titik ekuivalen ?



Volume akhir = 200 mL

$$[\text{NO}_2^-] = \frac{0,01}{0,200} = 0,05 \text{ M}$$

ICE



Initial/Awal (M)	0,05		0,00	0,00
Change/Perubahan (M)	-x		+x	+x
Equilibrium/ Keseimbangan (M)	0,05 - x		x	x

$$K_b = \frac{[\text{OH}^-][\text{HNO}_2]}{[\text{NO}_2^-]} = \frac{x^2}{0,05-x} = 2,2 \times 10^{-11} \quad \text{pOH} = 5,98$$

$$0,05 - x \approx 0,05 \quad x \approx 1,05 \times 10^{-6} = [\text{OH}^-] \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8,02$$

Latihan 3

Calculate the pH at the equivalence point for the following titration: 0.10 *M* HCOOH versus 0.10 *M* NaOH.

Indikator Asam-Basa



$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \geq 10$ Warna asam (HIn) mendominasi

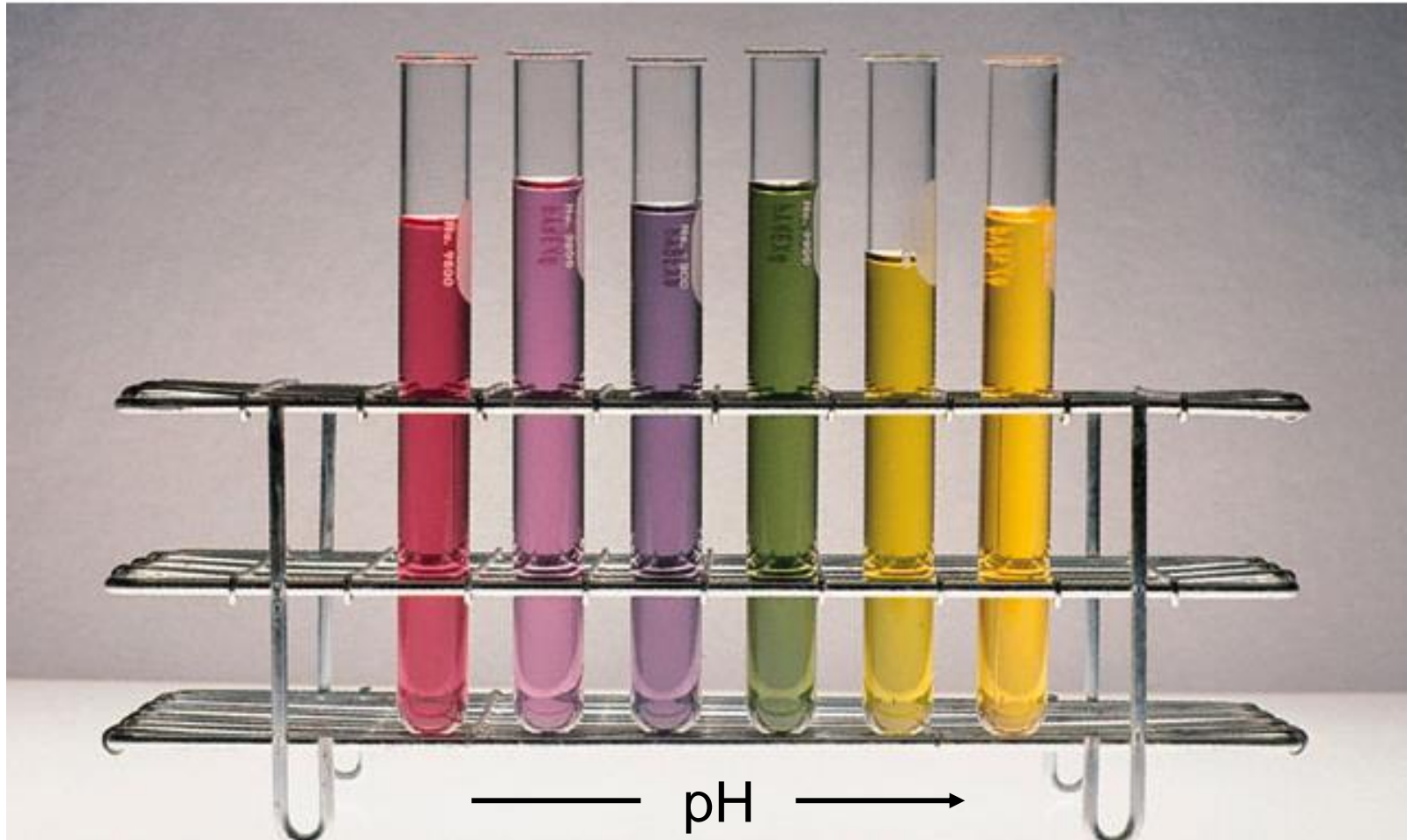
$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \leq 10$ Warna basa konjugat (In^-) mendominasi

TABLE 16.1 Some Common Acid-Base Indicators

Indicator	Color		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

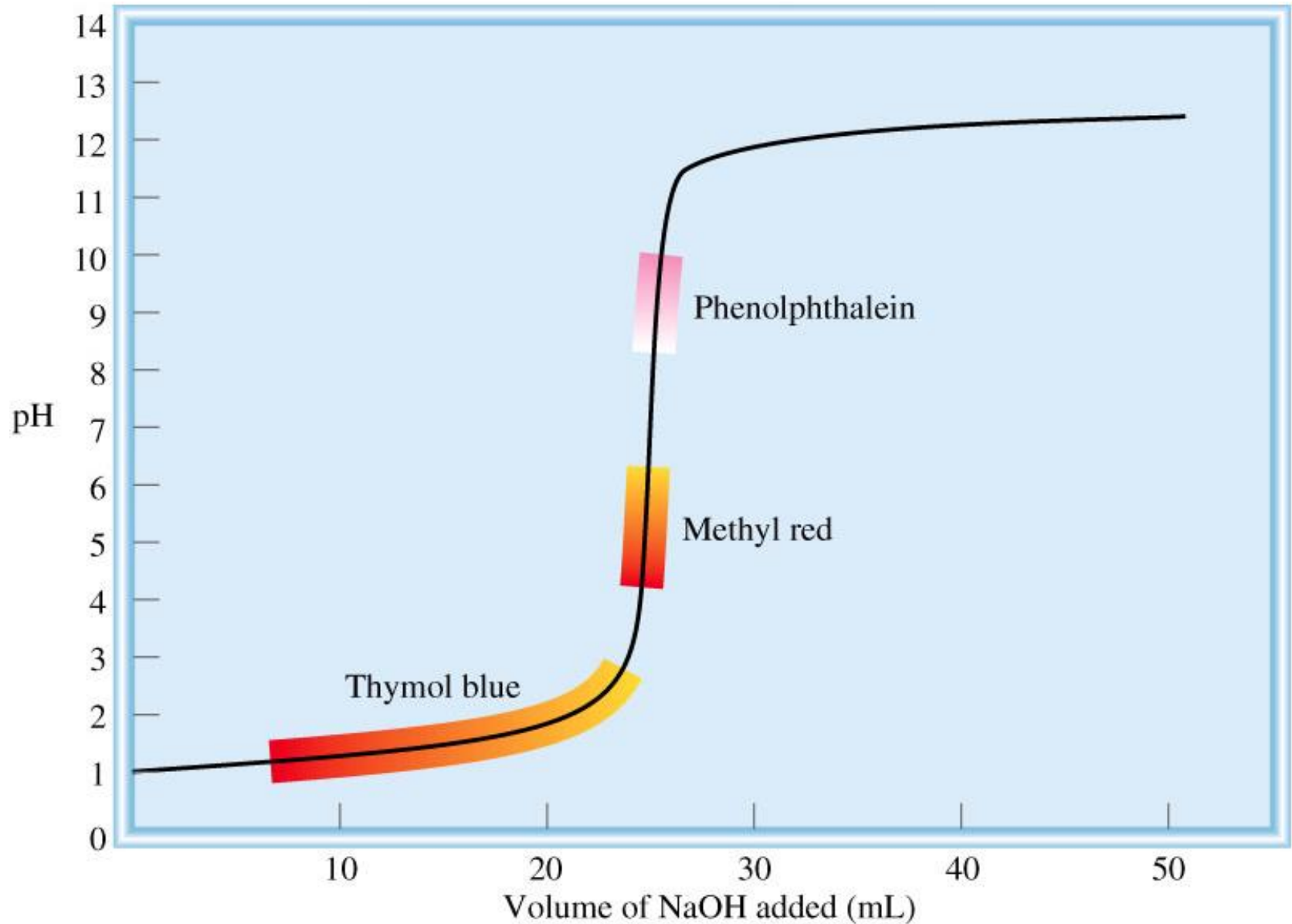
*The pH range is defined as the range over which the indicator changes from the acid color to the base color.

Solutions of Cabbage



Larutan yang mengandung ekstrak kubis merah (diperoleh dengan mendidihkan kubis dalam air) menghasilkan warna yang berbeda bila diberikan perlakuan dengan asam dan basa. pH larutan meningkat dari kiri ke kanan.

Kurva titrasi asam kuat dengan basa kuat.





Indikator mana yang akan Anda gunakan untuk titrasi HNO_2 dengan KOH ?

Asam lemah dititrasi dengan basa kuat.

Pada titik ekuivalen, akan memiliki basa konjugat asam lemah.

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

Gunakan cresol merah atau fenolftalein

TABLE 16.1 Some Common Acid-Base Indicators

Indicator	Color		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 hasil kali kelarutan**



$$K_{sp} = [\text{Mg}^{2+}][\text{F}^-]^2$$



$$K_{sp} = [\text{Ag}^+]^2[\text{CO}_3^{2-}]$$



$$K_{sp} = [\text{Ca}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2$$

Pelarutan padatan ionik dalam larutan air:

$$Q < K_{sp}$$

Larutan tak jenuh

Tidak mengendap

$$Q = K_{sp}$$

Larutan jenuh

$$Q > K_{sp}$$

Larutan lewat jenuh

Endapan akan terbentuk

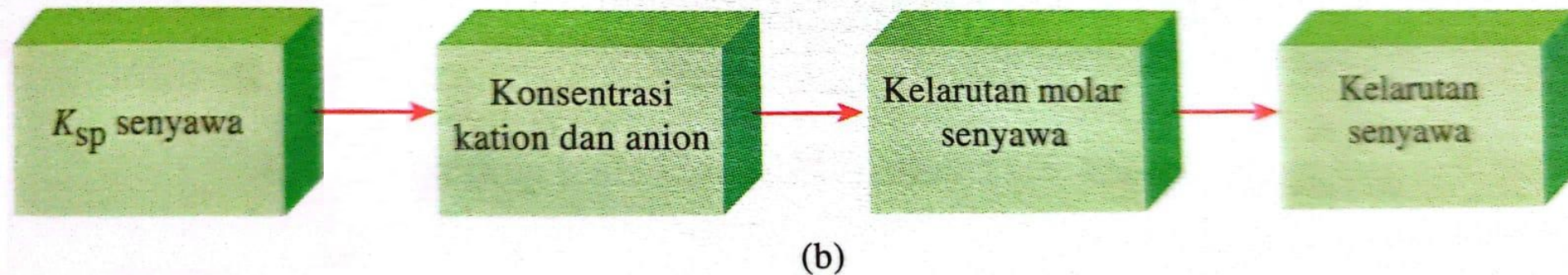
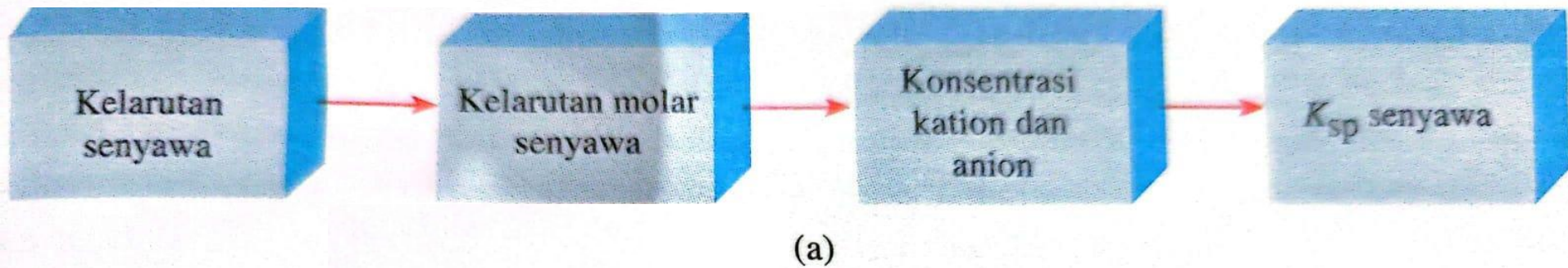
TABLE 16.2

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

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

Kelarutan Molar (mol/L) adalah jumlah mol zat terlarut yang dilarutkan dalam 1 L larutan jenuh.

Kelarutan (g/L) adalah jumlah gram zat terlarut yang dilarutkan dalam 1 L larutan jenuh.



Urutan tahap-tahap:

(a) untuk perhitungan K_{sp} dari data kelarutan dan

(b) untuk perhitungan kelarutan dari data K_{sp} .



Berapa kelarutan perak klorida dalam g/L ?

ICE



$$K_{sp} = 1,6 \times 10^{-10}$$

Initial/Awal (M)

0,00

0,00

$$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$$

Change/Perubahan (M)

+s

+s

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

Equilibrium/Kesetimbangan (M)

s

s

$$s = \sqrt{K_{sp}}$$

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

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

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

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 ₄	$[Ba^{2+}][SO_4^{2-}]$	s	s	$K_{sp} = s^2; s = (K_{sp})^{\frac{1}{2}}$
Ag ₂ CO ₃	$[Ag^+]^2[CO_3^{2-}]$	$2s$	s	$K_{sp} = 4s^3; s = a \frac{K_{sp}^{\frac{1}{3}}}{4} b$
PbF ₂	$[Pb^{2+}][F^-]^2$	s	$2s$	$K_{sp} = 4s^3; s = a \frac{K_{sp}^{\frac{1}{3}}}{4} b$
Al(OH) ₃	$[Al^{3+}][OH^-]^3$	s	$3s$	$K_{sp} = 27s^4; s = a \frac{K_{sp}^{\frac{1}{4}}}{27} b$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$[Ca^{2+}]^3[PO_4^{3-}]^2$	$3s$	$2s$	$K_{sp} = 108s^5; s = a \frac{K_{sp}^{\frac{1}{5}}}{108} b$



Jika 2,00 mL NaOH 0,200 M ditambahkan ke 1,00 L CaCl₂ 0,100 M, akan akan terbentuk endapan?

Ion-ion yang ada dalam larutan adalah Na⁺, OH⁻, Ca²⁺, Cl⁻.

Satu-satunya endapan yang mungkin adalah Ca(OH)₂ (hukum kelarutan).

Apakah $Q > K_{sp}$ untuk Ca(OH)₂?

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

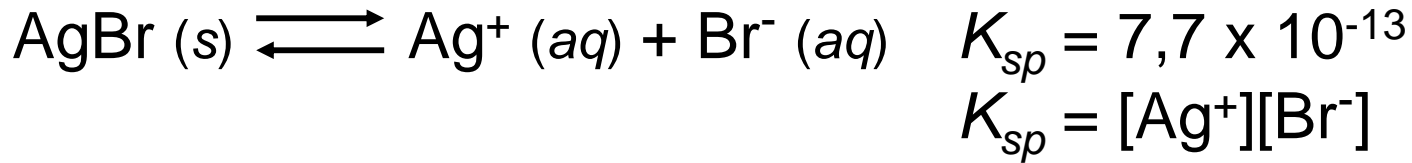
$$Q = [\text{Ca}^{2+}]_0 [\text{OH}^-]_0^2 = 0,10 \times (4,0 \times 10^{-4})^2 = 1,6 \times 10^{-8}$$

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

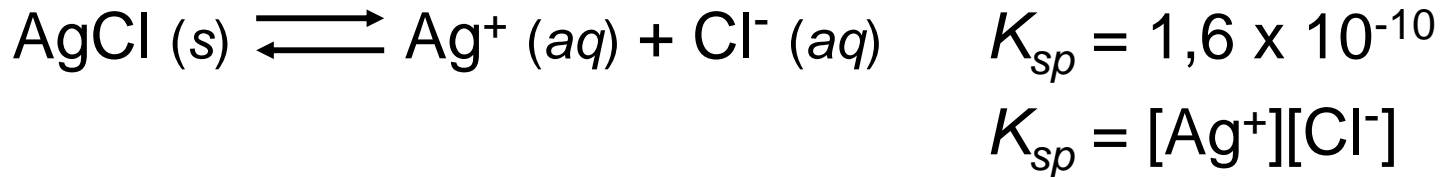
$Q < K_{sp}$ Tidak ada endapan yang akan terbentuk



Berapa konsentrasi Ag yang diperlukan untuk mengendapkan HANYA AgBr dalam larutan yang mengandung kedua Br⁻ and Cl⁻ pada konsentrasi 0,02 M?

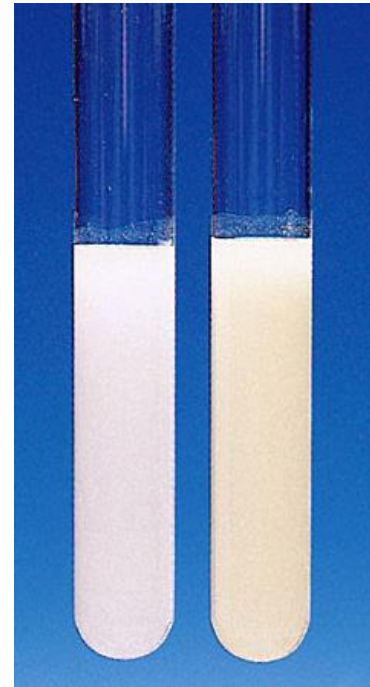


$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{sp}}{[\text{Br}^-]} = \frac{7,7 \times 10^{-13}}{0,020} = 3,9 \times 10^{-11} \text{ M}$$



$$[\text{Ag}^+] = \frac{K_{sp}}{[\text{Cl}^-]} = \frac{1,6 \times 10^{-10}}{0,020} = 8,0 \times 10^{-9} \text{ M}$$

$$3,9 \times 10^{-11} \text{ M} < [\text{Ag}^+] < 8,0 \times 10^{-9} \text{ M}$$



AgCl (kiri) dan AgBr (kanan)

Latihan 4

16.94 A student mixes 50.0 mL of 1.00 *M* Ba(OH)₂ with 86.4 mL of 0.494 *M* H₂SO₄. Calculate the mass of BaSO₄ formed and the pH of the mixed solution.

Efek Ion Sejenis (*Common Ion Effect*) dan Kelarutan (*Solubility*)



Kehadiran ion sejenis **mengurangi** kelarutan garam.



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



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

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

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



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



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

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

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

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

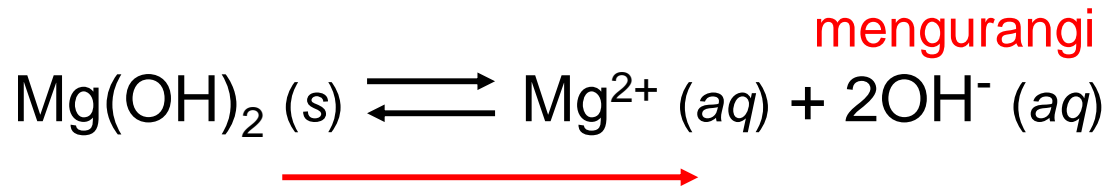
Latihan 5

16.64 The solubility product of PbBr_2 is 8.9×10^{-6} . Determine the molar solubility (a) in pure water, (b) in 0.20 M KBr solution, (c) in 0.20 M $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ solution.

pH dan Kelarutan (*Solubility*)



- Kehadiran ion sejenis **mengurangi** kelarutan.
- Basa yang sukar larut (*insoluble*) larut dalam larutan asam
- Asam yang sukar larut (*insoluble*) larut dalam larutan basa



$$K_{sp} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 1,2 \times 10^{-11}$$

$$K_{sp} = (s)(2s)^2 = 4s^3$$

$$4s^3 = 1,2 \times 10^{-11}$$

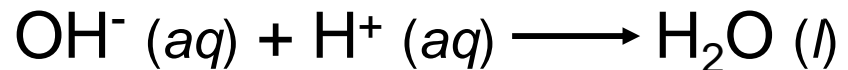
$$s = 1,4 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2,8 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 3,55 \quad \text{pH} = 10,45$$

pada **pH kurang dari 10,45**

$[\text{OH}^-]$ turun



Meningkatkan kelarutan Mg(OH)_2

pH dan Kelarutan (*Solubility*)



- Kehadiran ion sejenis **mengurangi** kelarutan.
- Basa yang sukar larut (*insoluble*) larut dalam larutan asam
- Asam yang sukar larut (*insoluble*) larut dalam larutan basa

menambah



$$K_{sp} = [\text{Mg}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 1,2 \times 10^{-11}$$

$$K_{sp} = (s)(2s)^2 = 4s^3$$

$$4s^3 = 1,2 \times 10^{-11}$$

$$s = 1,4 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 2s = 2,8 \times 10^{-4} \text{ M}$$

$$\text{pOH} = 3,55 \quad \text{pH} = 10,45$$

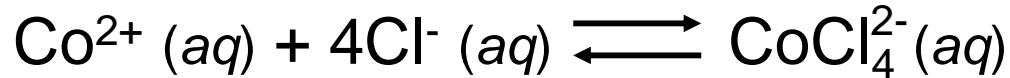
pada **pH lebih besar dari 10,45**

$[\text{OH}^-]$ meningkat

Mengurangi kelarutan Mg(OH)_2

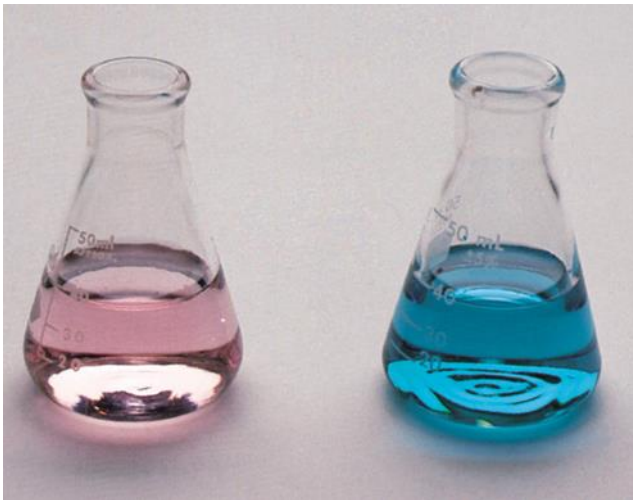
Keseimbangan dan Kelarutan Ion Kompleks

Ion kompleks adalah ion yang mengandung kation logam pusat yang terikat pada satu atau lebih molekul atau ion.



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

TABLE 16.4

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

Complex Ion	Equilibrium Expression	Formation Constant (K_f)
$\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	$\text{Ag}^+ + 2\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$	1.5×10^7
$\text{Ag}(\text{CN})_2^-$	$\text{Ag}^+ + 2\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Ag}(\text{CN})_2^-$	1.0×10^{21}
$\text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Cu}^{2+} + 4\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{CN})_4^{2-}$	1.0×10^{25}
$\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$\text{Cu}^{2+} + 4\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	5.0×10^{13}
$\text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Cd}^{2+} + 4\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Cd}(\text{CN})_4^{2-}$	7.1×10^{16}
CdI_4^{2-}	$\text{Cd}^{2+} + 4\text{I}^- \rightleftharpoons \text{CdI}_4^{2-}$	2.0×10^6
HgCl_4^{2-}	$\text{Hg}^{2+} + 4\text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{HgCl}_4^{2-}$	1.7×10^{16}
HgI_4^{2-}	$\text{Hg}^{2+} + 4\text{I}^- \rightleftharpoons \text{HgI}_4^{2-}$	2.0×10^{30}
$\text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$	$\text{Hg}^{2+} + 4\text{CN}^- \rightleftharpoons \text{Hg}(\text{CN})_4^{2-}$	2.5×10^{41}
$\text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$	$\text{Co}^{3+} + 6\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Co}(\text{NH}_3)_6^{3+}$	5.0×10^{31}
$\text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	$\text{Zn}^{2+} + 4\text{NH}_3 \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{NH}_3)_4^{2+}$	2.9×10^9

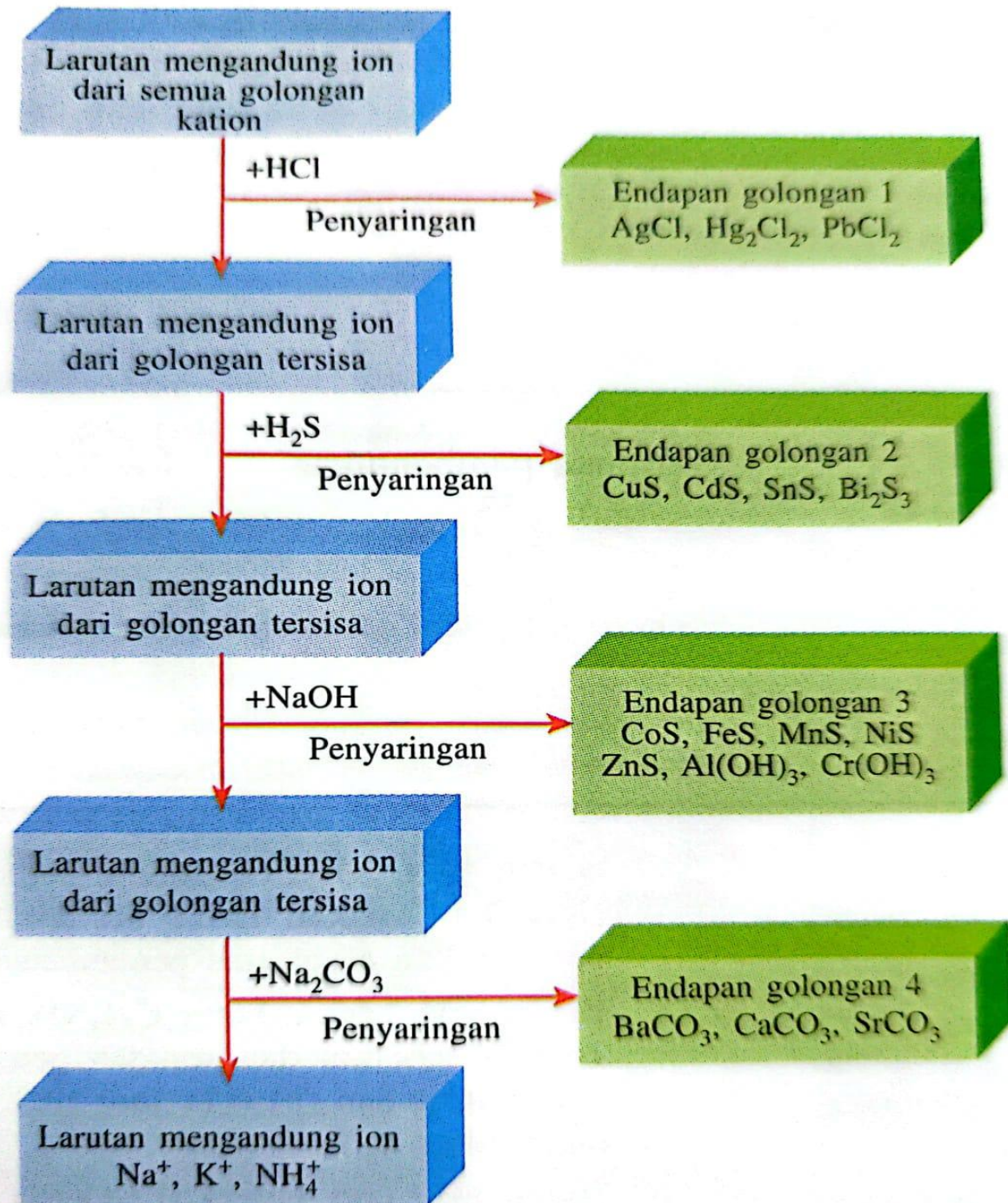
TABLE 16.5

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

Group	Cation	Precipitating Reagents	Insoluble Compound	K_{sp}
1	Ag^+	HCl ↓	AgCl	1.6×10^{-10}
	Hg_2^{2+}		Hg_2Cl_2	3.5×10^{-18}
	Pb^{2+}		PbCl_2	2.4×10^{-4}
2	Bi^{3+}	H_2S in acidic solutions ↓	Bi_2S_3	1.6×10^{-72}
	Cd^{2+}		CdS	8.0×10^{-28}
	Cu^{2+}		CuS	6.0×10^{-37}
	Hg^{2+}		HgS	4.0×10^{-54}
	Sn^{2+}		SnS	1.0×10^{-26}
	3		Al^{3+}	H_2S in basic solutions ↓
Co^{2+}		CoS	4.0×10^{-21}	
Cr^{3+}		$\text{Cr}(\text{OH})_3$	3.0×10^{-29}	
Fe^{2+}		FeS	6.0×10^{-19}	
Mn^{2+}		MnS	3.0×10^{-14}	
Ni^{2+}		NiS	1.4×10^{-24}	
Zn^{2+}		ZnS	3.0×10^{-23}	
4		Ba^{2+}	Na_2CO_3 ↓	
	Ca^{2+}	CaCO_3		8.7×10^{-9}
	Sr^{2+}	SrCO_3		1.6×10^{-9}
5	K^+	No precipitating reagent	None	
	Na^+		None	
	NH_4^+		None	

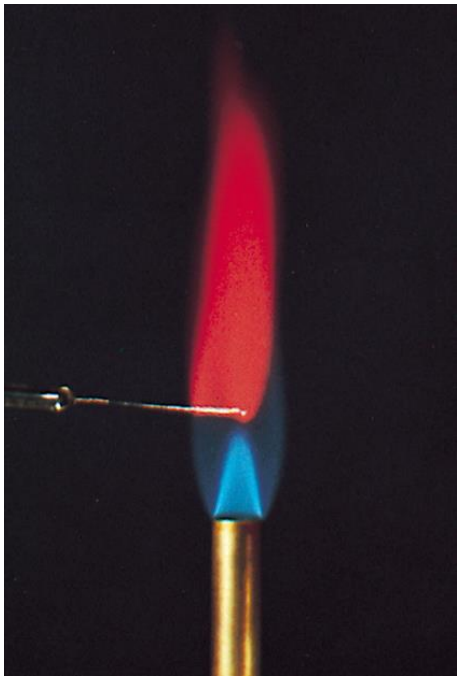


Analisis kualitatif kation

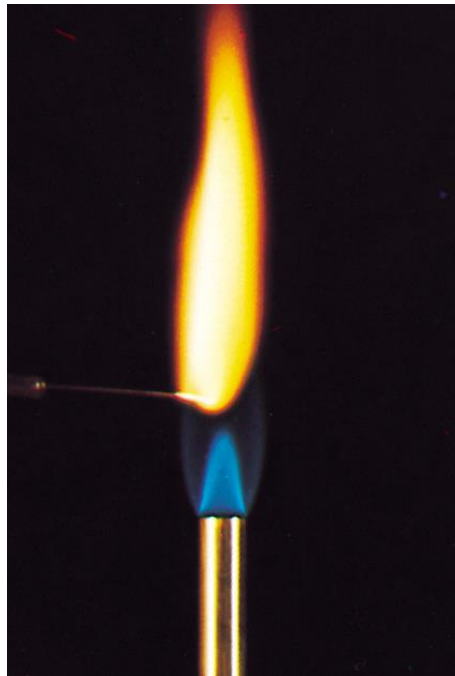




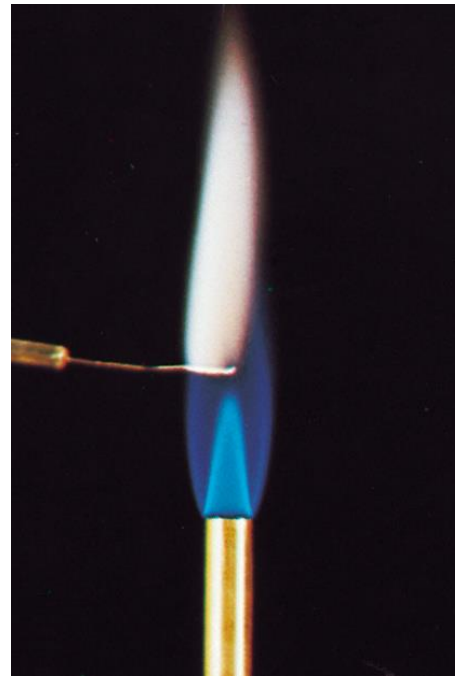
Uji Nyala untuk Kation



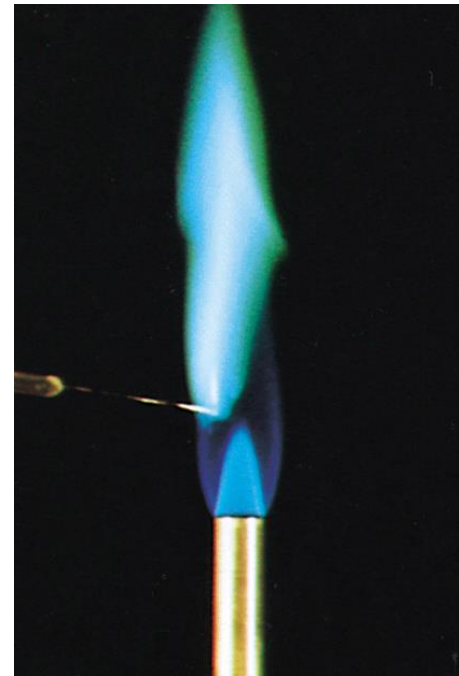
lithium



sodium
(natrium)



potassium
(kalium)



copper
(tembaga)

Kimia 'in Action": Bagaimana Kulit Telur Terbentuk

