

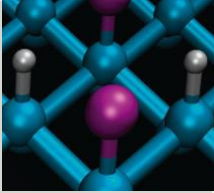
## Bab 12

# Keseimbangan Kimia

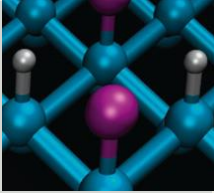
*Jacqueline Bennett • SUNY Oneonta*

[www.cengage.com/chemistry/brown](http://www.cengage.com/chemistry/brown)

# Tujuan Bab

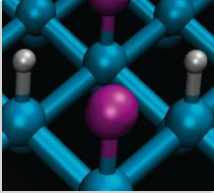


- Menjelaskan bahwa **kesetimbangan itu dinamis** (laju reaksi ke kanan sama dengan laju reaksi ke kiri)
- Menulis ekspresi **tetapan kesetimbangan** untuk reaksi reversible apapun
- Menghitung tetapan kesetimbangan dari data eksperimen
- Mengitung **komposisi kesetimbangan** dari data awal dan nilai tetapan kesetimbangan



- Menghitung **kelarutan molar** dari  $K_{sp}$  atau sebaliknya
- Menulis **tetapan kesetimbangan** dari dissosiasi **asam lemah** dan **basa lemah** dan menggunakannya untuk menghitung **pH** atau **derajat ionisasi**
- Menggunakan **prinsip Le Chatelier** dalam menjelaskan respon sistem kesetimbangan terhadap *stress*
- Menghitung **komposisi kesetimbangan baru** dari satu sistem setelah diberi *stress*
- Menjelaskan pentingnya **pertimbangan kinetika dan kesetimbangan** dalam merancang proses industri kimia

# Keseimbangan kimia

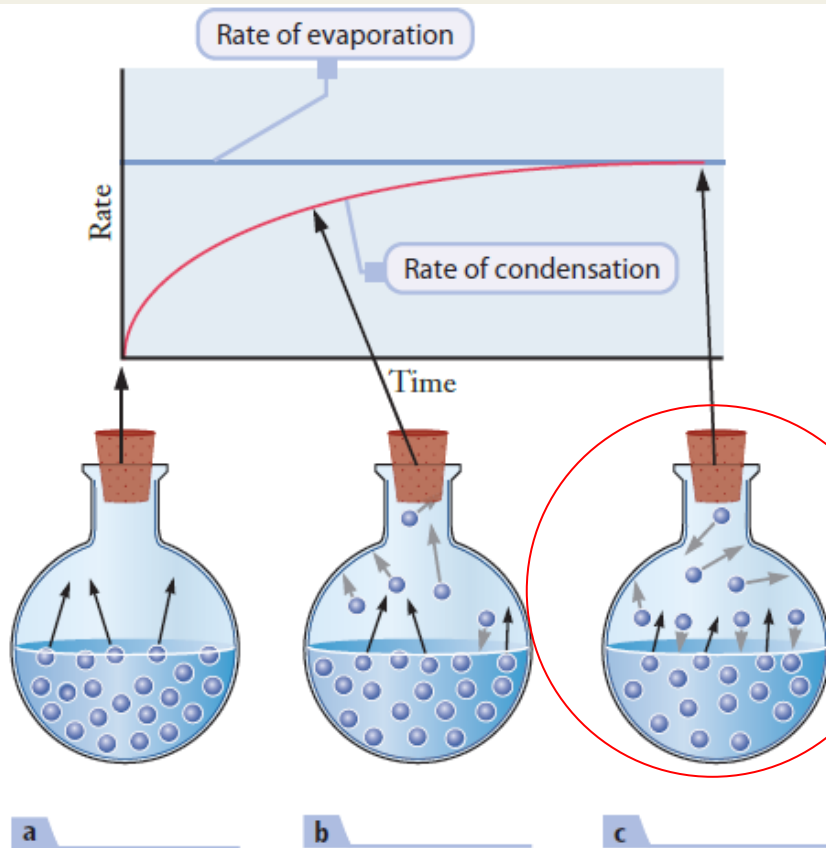
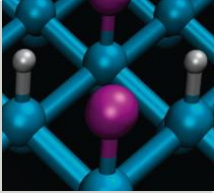


- Air pada sistem terbuka seperti gelas, perlahan-lahan menguap, dan jumlah air berkurang dari waktu ke waktu
- Air pada sistem tertutup seperti gelas bertutup, membentuk keseimbangan dinamis, dan jumlah air tidak berkurang seiring waktu
  - Keseimbangan dinamis: Penguapan dan pengembunan berlangsung terus menerus dengan laju yang sama



© Cengage Learning/Charles D. Winters

# Reaksi bolak-balik (*reversible*)

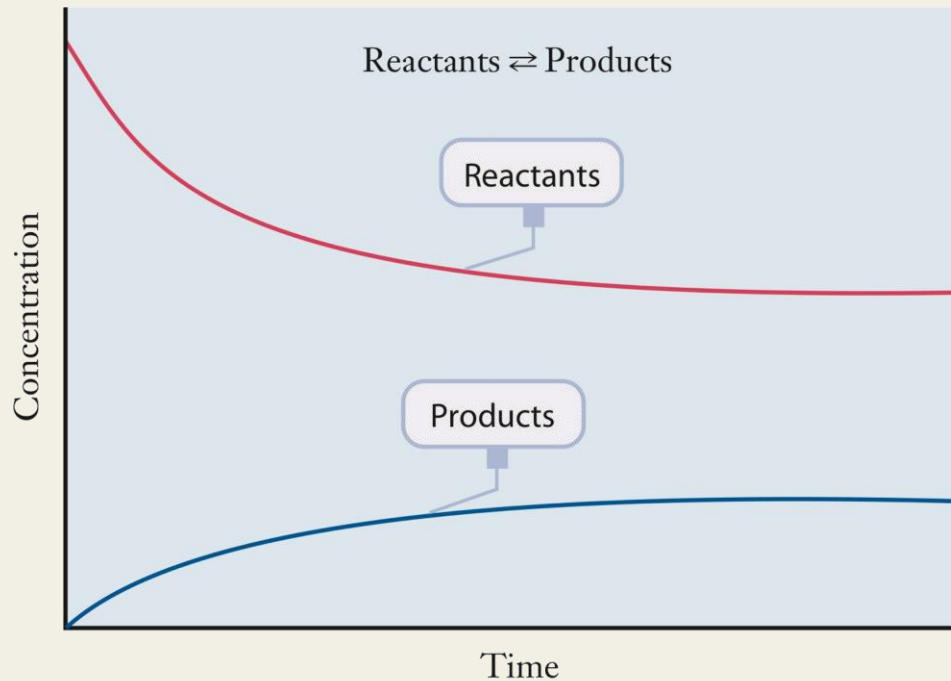
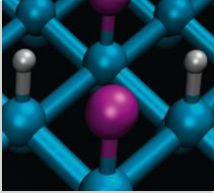


Laju penguapan =  
laju pengembunan  
(reaksi kesetimbangan)

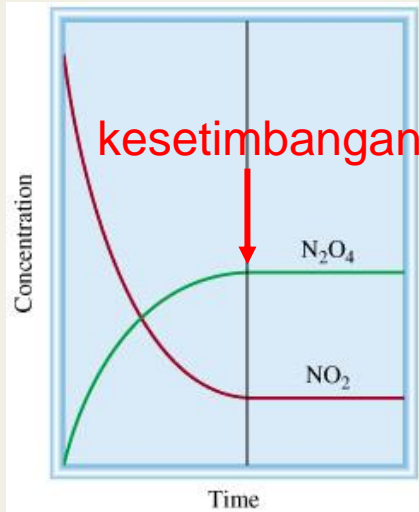
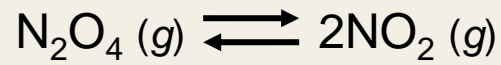
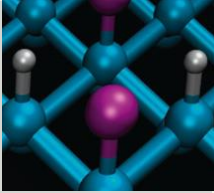
a  
Once some vapor is present, gas molecules will occasionally strike and stick to the liquid surface, so condensation begins to compete with evaporation, as seen in (b).

b  
The rate of condensation rises over time, whereas the rate of evaporation stays constant. Eventually the two rates become equal. In this equilibrium state, both evaporation and condensation continue, as shown in (c).

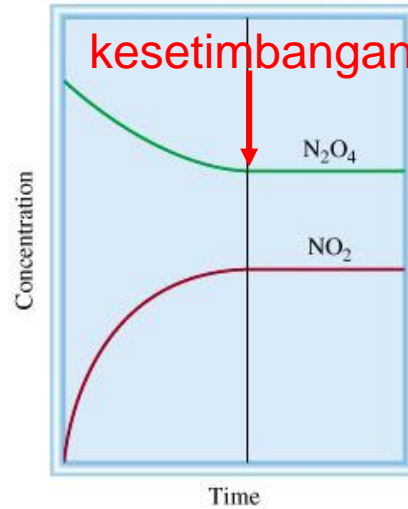
# Keseimbangan kimia



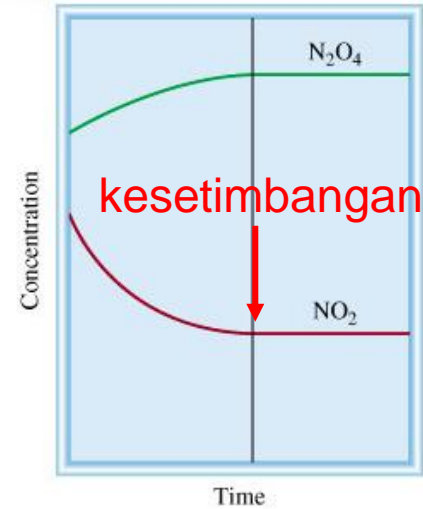
- Sistem kimia mencapai keseimbangan **bila laju reaksi ke kanan sama dengan laju reaksi ke kiri**
- Konsentrasi produk dan pereaksi **tidak berubah** pada keseimbangan



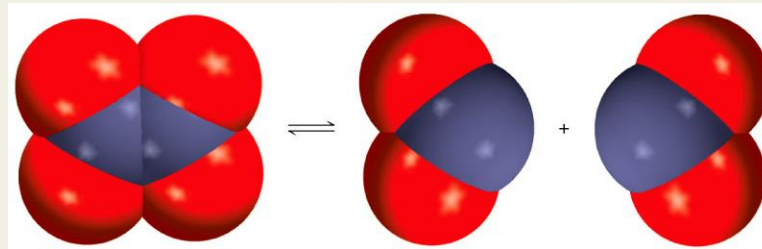
Mulai dengan  $\text{NO}_2$



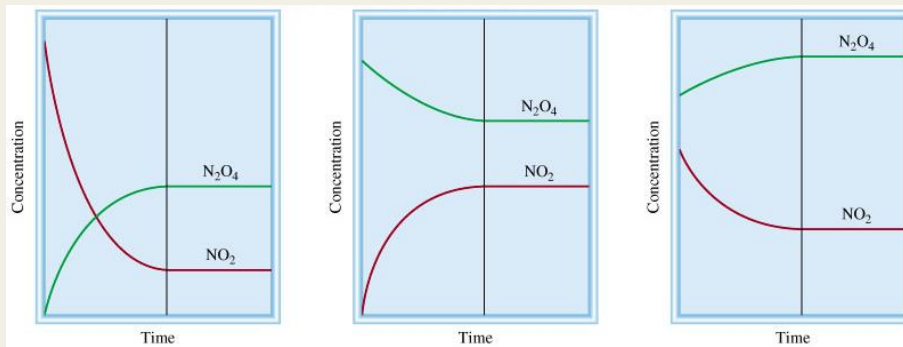
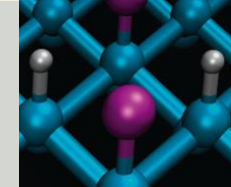
Mulai dengan  $\text{N}_2\text{O}_4$



Mulai dengan  $\text{NO}_2$  &  $\text{N}_2\text{O}_4$







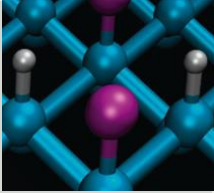
Nilainya tetap

**TABLE 14.1** The  $\text{NO}_2$ – $\text{N}_2\text{O}_4$  System at 25°C

Initial Concentrations (M)		Equilibrium Concentrations (M)		Ratio of Concentrations at Equilibrium	
[NO <sub>2</sub> ]	[N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ]	[NO <sub>2</sub> ]	[N <sub>2</sub> O <sub>4</sub> ]		
				$\frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]}$	
0.000	0.670	0.0547	0.643	0.0851	$4.65 \times 10^{-3}$
0.0500	0.446	0.0457	0.448	0.102	$4.66 \times 10^{-3}$
0.0300	0.500	0.0475	0.491	0.0967	$4.60 \times 10^{-3}$
0.0400	0.600	0.0523	0.594	0.0880	$4.60 \times 10^{-3}$
0.200	0.000	0.0204	0.0898	0.227	$4.63 \times 10^{-3}$



# Tetapan kesetimbangan



- Pada reaksi yang melibatkan pereaksi, R, and produk, P, kesetimbangan kimia dituliskan dalam panah bolak-balik



- Hukum laju reaksi ke kanan dan ke kiri ditulis

$$\text{Rate}_{\text{for}} = k_{\text{for}} [R]$$

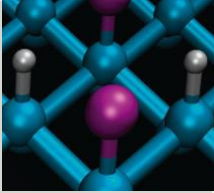
$$\text{Rate}_{\text{rev}} = k_{\text{rev}} [P]$$

- Pada saat kesetimbangan,  $\text{Rate}_{\text{for}} = \text{Rate}_{\text{rev}}$

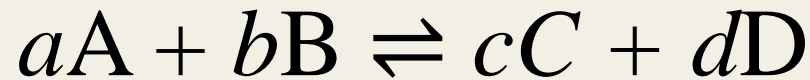
$$k_{\text{for}} [R]_{\text{eq}} = k_{\text{rev}} [P]_{\text{eq}} \quad \frac{k_{\text{for}}}{k_{\text{rev}}} = \frac{[P]_{\text{eq}}}{[R]_{\text{eq}}}$$

- Pada suhu tertentu, karena  $k_{\text{for}}$  dan  $k_{\text{rev}}$  tetap, maka rasio  $[P]_{\text{eq}}/[R]_{\text{eq}}$  juga tetap, dan nilainya sama dengan  $K$  (tetapan kesetimbangan)

# Ekspresi kesetimbangan



- Pada persamaan reaksi kimia,



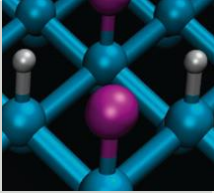
rasio konsentrasi, apakah setimbang atau tidak, didefinisikan sebagai **Q** (quosien reaksi)

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

- Pada saat ketimbangan, rasio menjadi **K** (tetapan kesetimbangan)

$$K = \frac{[C]_{\text{eq}}^c [D]_{\text{eq}}^d}{[A]_{\text{eq}}^a [B]_{\text{eq}}^b}$$

# Keseimbangan gas



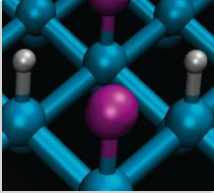
- Ekspresi keseimbangan fasa gas dapat ditulis dengan menggunakan tekanan parsial atau konsentrasi
  - $K_p$  adalah tetapan keseimbangan dalam tekanan parsial
  - $K_c$  adalah tetapan keseimbangan dalam konsentrasi



$$K_P = \frac{P_C^c P_D^d}{P_A^a P_B^b}$$

$$K_C = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

# $K_P$ vs $K_C$

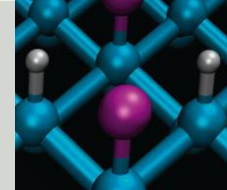


- Nilai  $K_P$  dan  $K_C$  tidak selalu sama
- Hubungan antara  $K_P$  dan  $K_C$  (dengan menganggap gas ideal,  $P = (n/V) RT$ ) adalah

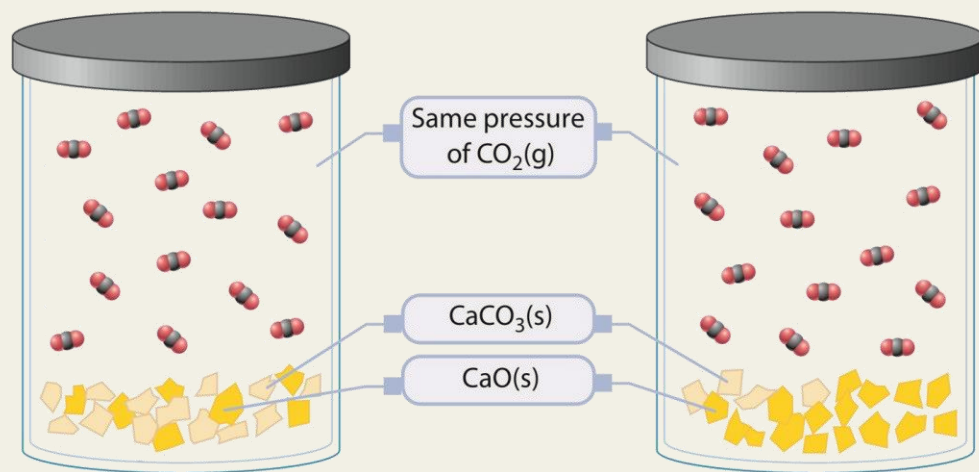
$$K_P = K_C \times RT^{(\Delta n_{\text{gas}})}$$

- $\Delta n_{\text{gas}}$  = perubahan jumlah mol gas
- $\Delta n_{\text{gas}} = 0$ , berarti  $K_P = K_C$

# Keseimbangan homogen dan heterogen



- **Keseimbangan homogen**: pereaksi dan produk pada fasa yang sama (baik gas atau cair)
- **Keseimbangan heterogen**: pereaksi dan produk berbeda fasa
  - Fase pereaksi dan produk dalam bentuk cairan murni atau padatan **tidak ditulis** dalam persamaan keseimbangan



Much  $\text{CaCO}_3(\text{s})$ , little  $\text{CaO}(\text{s})$

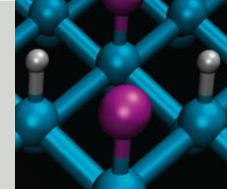
Little  $\text{CaCO}_3(\text{s})$ , much  $\text{CaO}(\text{s})$

$$K = K_C = [\text{CO}_2]$$

$$K_P = P_{\text{CO}_2}$$

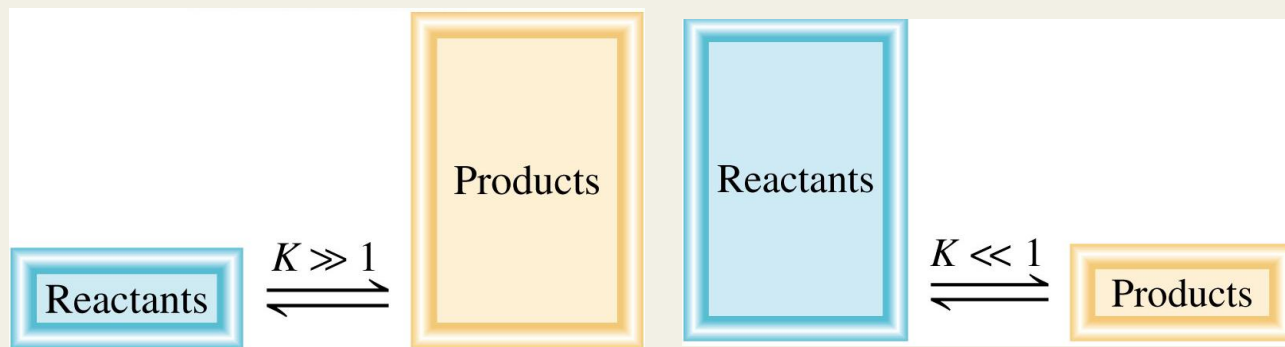
© Cengage Learning. All Rights Reserved.

# Arah reaksi kesetimbangan

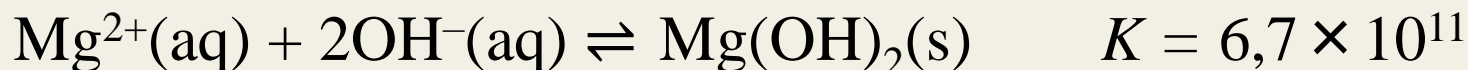
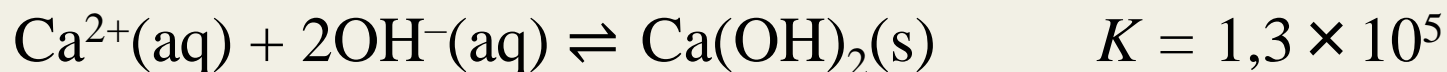


- Nilai tetapan kesetimbangan menunjukkan arah reaksi kimia berlangsung

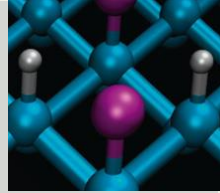
$$K = \frac{[\text{products}]}{[\text{reactants}]}$$



- Nilai  $K$  besar ( $K \gg 1$ ), reaksi ke arah produk (ke kanan)
  - Nilai  $K$  kecil ( $K \ll 1$ ), reaksi ke arah pereaksi (ke kiri)
- Manakah yang lebih mudah larut apakah  $\text{Ca}(\text{OH})_2$  atau  $\text{Mg}(\text{OH})_2$



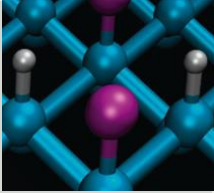
# Manipulasi tetapan kesetimbangan



1. Apabila reaksi kimia dibalik arahnya, nilai tetapan kesetimbangan yang baru ( $K'$ ) sama dengan sepele dari nilai tetapan kesetimbangan sebelumnya ( $K$ )  
 $1. K' = 1/K$
2. Apabila koefisien reaksi kimia dikalikan dengan faktor  $n$ , nilai tetapan kesetimbangan yang baru sama ( $K'$ ) dengan nilai tetapan kesetimbangan sebelumnya ( $K$ ) dipangkatkan  $n$ 
  - Bila  $n = \frac{1}{2}$  maka  $K' = K^{\frac{1}{2}}$
  - Bila  $n = 2$  maka  $K' = K^2$
3. Bila dua reaksi kimia (dengan  $K_1$  dan  $K_2$ ) dijumlahkan, nilai tetapan kesetimbangan baru ( $K_3$ ) sama dengan hasil kali dari dua nilai tetapan kesetimbangan  $K_1$  dan  $K_2$ 
  - $K_3 = K_1 \times K_2$

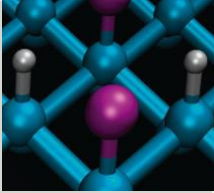


# Satuan tetapan kesetimbangan

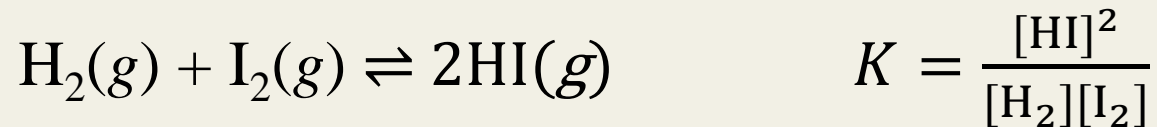


- Tetapan kesetimbangan  $K$  tidak memiliki dimensi
  - Konsentrasi yang digunakan untuk menghitung tetapan kesetimbangan pada keadaan standar (1M) tidak memiliki konsekuensi numerik
  - $K$  tanpa dimensi digunakan dalam fungsi log natural
- Persamaan kesetimbangan kimia dan tetapan kesetimbangan digunakan untuk memprediksi konsentrasi pereaksi dan produk suatu reaksi kimia pada saat kesetimbangan
  - Tiga strategi dasar digunakan untuk perhitungan kesetimbangan
    1. Tulis persamaan kimia setara dari reaksi kesetimbangan
    2. Tulis ekspresi kesetimbangannya
    3. Buat tabel konsentrasi semua spesies yang bereaksi dalam kolom, dan baris yang menyatakan konsentrasi awal, perubahan konsentrasi, dan konsentrasi akhir

# Contoh soal



- Hitung konsentrasi kesetimbangan  $\text{H}_2$ ,  $\text{I}_2$ , dan  $\text{HI}$ , jika konsentrasi awal  $\text{H}_2$  dan  $\text{I}_2$  masing-masing 0,050 M? ( $K = 59,3$  pada  $400^\circ\text{C}$ )



Keadaan awal

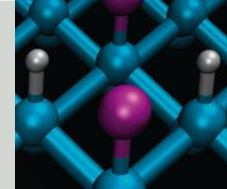
	$\text{H}_2$	$\text{I}_2$	$\text{HI}$
Initial concentration	0.050 M	0.050 M	0 M
Change in concentration			
Final concentration			

Perubahan

	$\text{H}_2$	$\text{I}_2$	$\text{HI}$
Initial concentration	0.050 M	0.050 M	0 M
Change in concentration	$-x$	$-x$	$+2x$
Final concentration			

Keadaan akhir

	$\text{H}_2$	$\text{I}_2$	$\text{HI}$
Initial concentration	0.050 M	0.050 M	0 M
Change in concentration	$-x$	$-x$	$+2x$
Final concentration	$0.050 - x$	$0.050 - x$	$2x$



$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(2x)^2}{(0.050 - x)(0.050 - x)} = 59.3$$

$$\sqrt{\frac{(2x)^2}{(0.050 - x)(0.050 - x)}} = \sqrt{59.3}$$

$$\frac{2x}{0.050 - x} = 7.70$$

$$0.39 = 9.70x$$

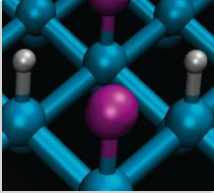
$$x = 0.040$$

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0.050 - x$$

$$[\text{H}_2] = [\text{I}_2] = 0.050 - 0.040 = 0.010 \text{ M}$$

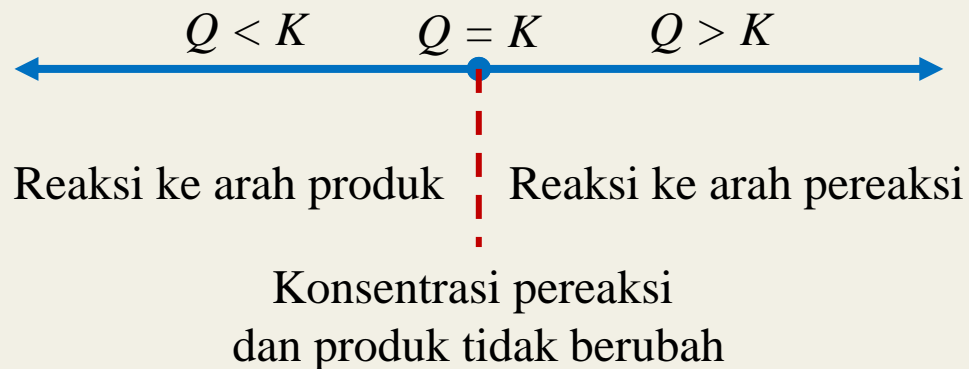
$$[\text{HI}] = 2x = 0.080 \text{ M}$$

# Prinsip Le Chatelier

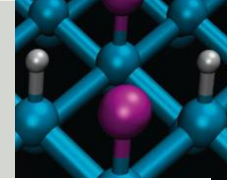


- **Prinsip Le Chatelier:** Pada saat sistem kesetimbangan diganggu, sistem tersebut merespon dengan membangun kembali kesetimbangan baru. (catatan: **nilai  $K$  tidak berubah pada suhu tertentu**)
- Tiga cara umum untuk mengganggu kesetimbangan kimia
  1. Perubahan konsentrasi
  2. Perubahan tekanan
  3. Perubahan suhu
- Arah pergeseran reaksi menuju kesetimbangan

$$Q = \frac{[\text{products}]}{[\text{reactants}]}$$



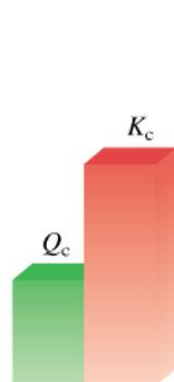
# Arah pergeseran reaksi



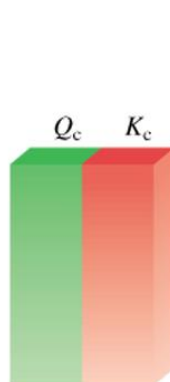
**Table 12.2** Equilibrium shifts driven by concentration changes

The effects of concentration changes on equilibrium can be rationalized by considering the reaction quotient,  $Q$ , and comparing it to the equilibrium constant,  $K$ .

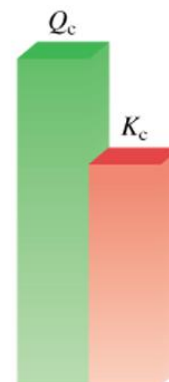
Type of Concentration Change	Resulting Change in $Q$	Response of System
[Products] increased	$Q > K$	More reactants formed
[Products] decreased	$Q < K$	More products formed
[Reactants] increased	$Q < K$	More products formed
[Reactants] decreased	$Q > K$	More reactants formed



Reactants  $\rightarrow$  Products

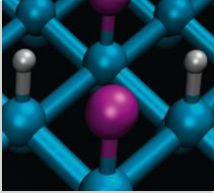


Equilibrium : no net change

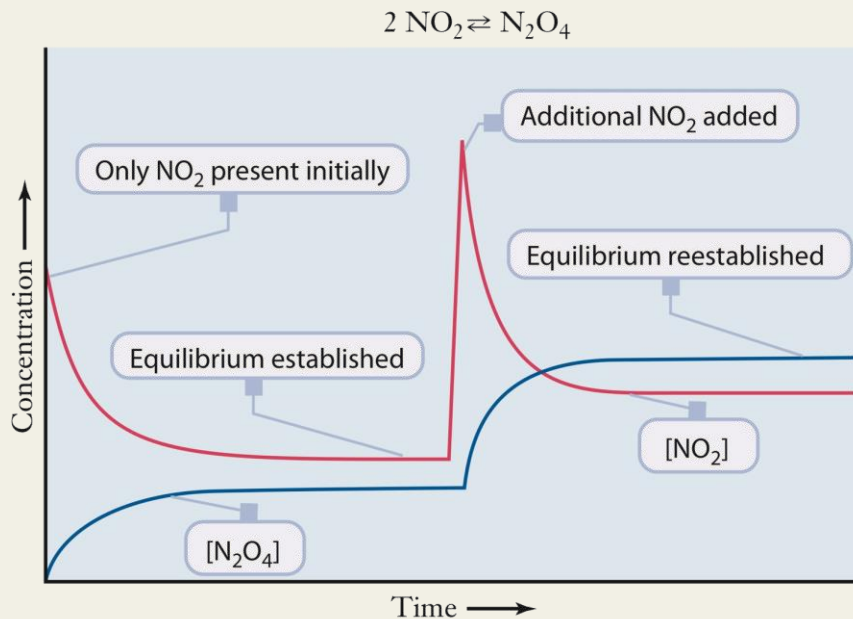


Reactants  $\leftarrow$  Products

# Pengaruh perubahan konsentrasi



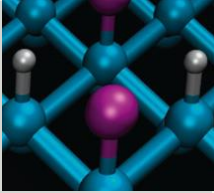
- Penambahan atau pengurangan spesi (baik pereaksi ataupun produk) ke dalam sistem kesetimbangan akan menggeser reaksi ke arah spesi kimia yang sedikit sehingga mencapai kesetimbangan baru
  - Jadi, bila pereaksi ditambah, maka  $Q < K$  sehingga reaksi bergeser ke kanan (ke arah pembentukan produk)



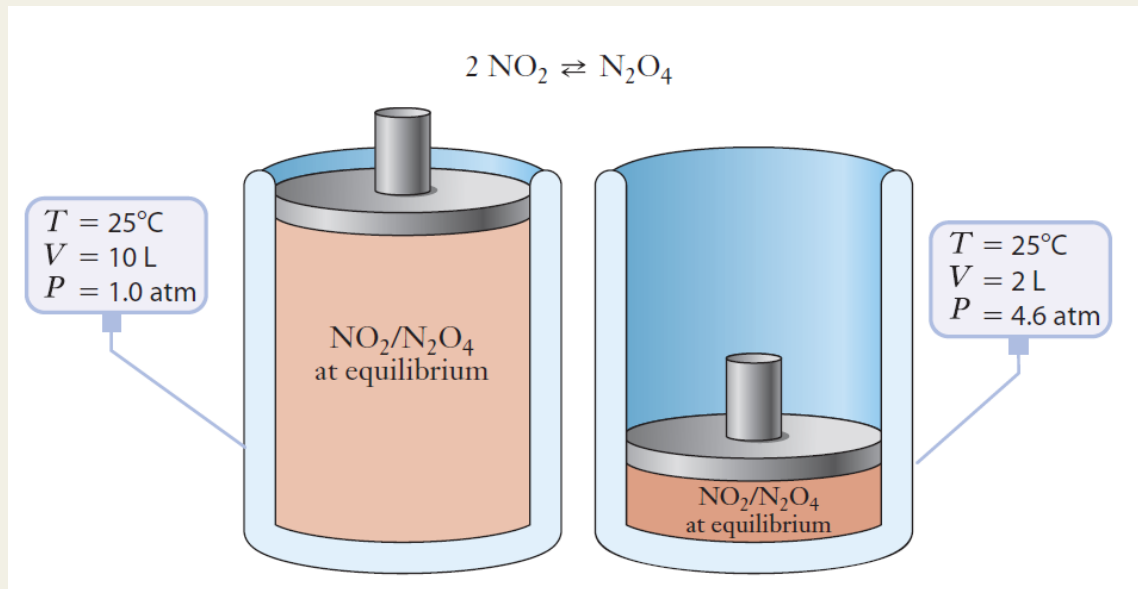
Kesetimbangan  
 $\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$

Penambahan  $\text{NO}_2$   
mengakibatkan  $Q < K$   
sehingga reaksi bergeser  
ke arah produk  $\text{N}_2\text{O}_4$

# Pengaruh perubahan tekanan



- Pada reaksi gas, jika jumlah mol gas antara pereaksi dan produk berbeda, perubahan tekanan (akibat perubahan volume) menggeser arah kesetimbangan
  - Bila tekanan meningkat, kesetimbangan bergeser ke arah sisi persamaan dengan mol gas lebih sedikit
  - Bila tekanan menurun, kesetimbangan bergeser ke arah sisi persamaan dengan mol gas lebih banyak

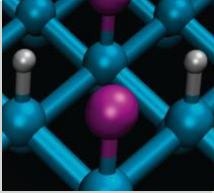


Kesetimbangan  $\text{NO}_2 \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4$

Tekanan meningkat (karena kompresi) mengakibatkan konsentrasi  $\text{NO}_2 >$  konsentrasi  $\text{N}_2\text{O}_4$  sehingga  $Q < K$  dan reaksi bergeser ke arah produk  $\text{N}_2\text{O}_4$

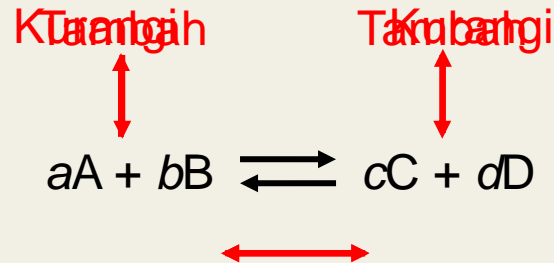
Sebaliknya, tekanan menurun (karena ekspansi) mengakibatkan konsentrasi  $\text{NO}_2 <$  konsentrasi  $\text{N}_2\text{O}_4$  sehingga  $Q > K$  dan reaksi bergeser ke arah pereaksi  $\text{NO}_2$



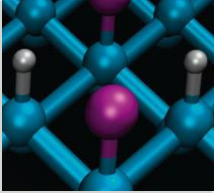


## *Le Châtelier's Principle*

- Perubahan konsentrasi**

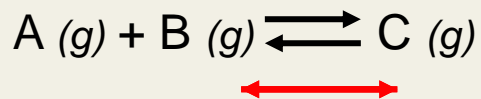


<u>Perubahan</u>	<u>Pergeseran kesetimbangan</u>
Penambahan konsentrasi produk	kiri
Pengurangan konsentrasi produk	kanan
Penambahan konsentrasi reaktan	kanan
Pengurangan konsentrasi reaktan	kiri



## Prinsip *Le Châtelier*

- **perubahan volume dan tekanan**



### Perubahan

### Pergeseran kesetimbangan

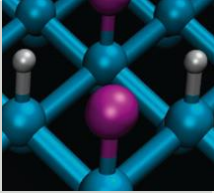
**Tekanan diperbesar** Ke jumlah mol gas yang lebih sedikit

**Tekanan diperkecil** Ke jumlah mol gas yang lebih banyak

**Volume diperbesar** Ke jumlah mol gas yang lebih banyak

**Volume diperkecil** Ke jumlah mol gas yang lebih sedikit

# Pengaruh perubahan suhu



- Kalor ke luar atau masuk ke dalam sistem reaksi

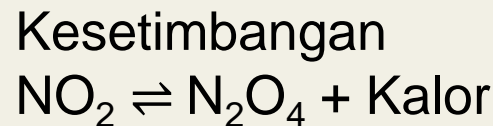
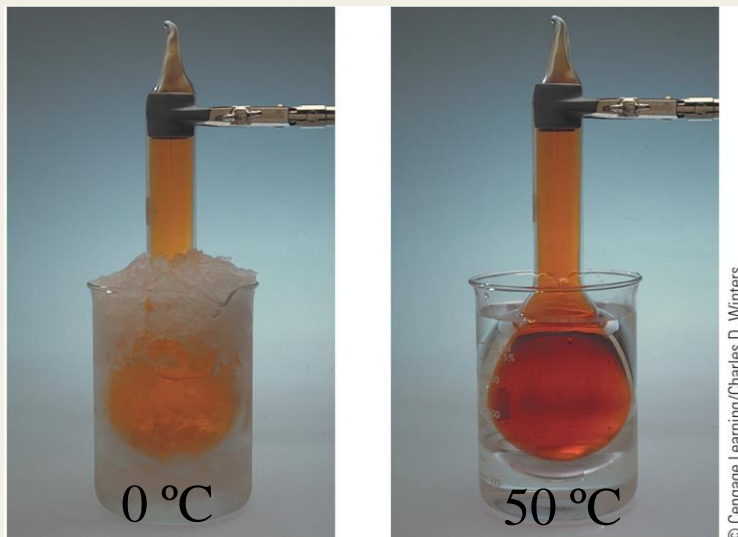
- **Reaksi eksoterm**, kalor sebagai produk



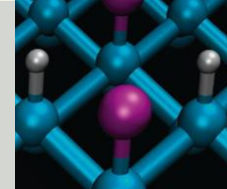
- **Reaksi endoterm**, kalor sebagai pereaksi



- Suhu meningkat mengakibatkan kesetimbangan bergeser menjauh dari sisi suhu
- Suhu menurun mengakibatkan kesetimbangan bergeser pada sisi yang sama dengan suhu

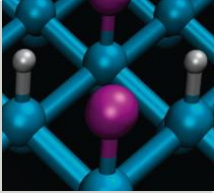


Suhu meningkat, jumlah  $\text{NO}_2$  meningkat (warna lebih gelap pada  $50^\circ\text{C}$ )

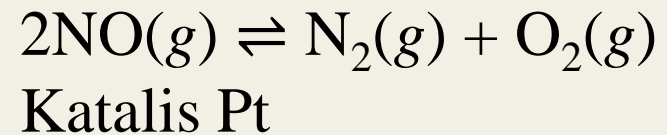
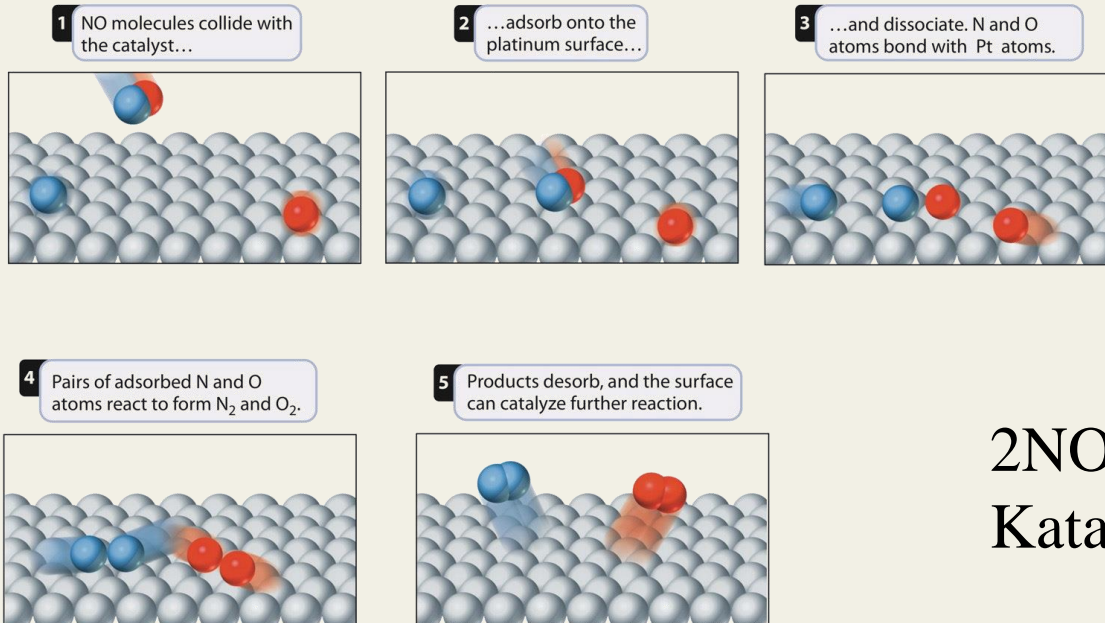


Jenis reaksi	Perubahan suhu	Arah pergeseran
Eksoterm	Naik	Ke kiri ( pereaksi bertambah)
	Turun	Ke kanan (hasil reaksi bertambah)
Endoterm	Naik	Ke kanan (hasil reaksi bertambah)
	Turun	Ke kiri ( pereaksi bertambah)

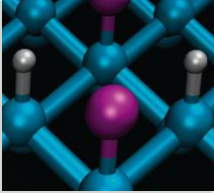
# Pengaruh katalis



- Katalis tidak mempengaruhi kesetimbangan
  - Katalis mempercepat laju reaksi
  - Ada ataupun tidak ada katalis, konsentrasi kesetimbangan pereaksi dan produk tidak berubah



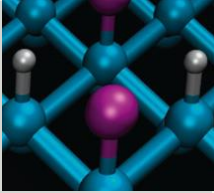
© Cengage Learning. All Rights Reserved.



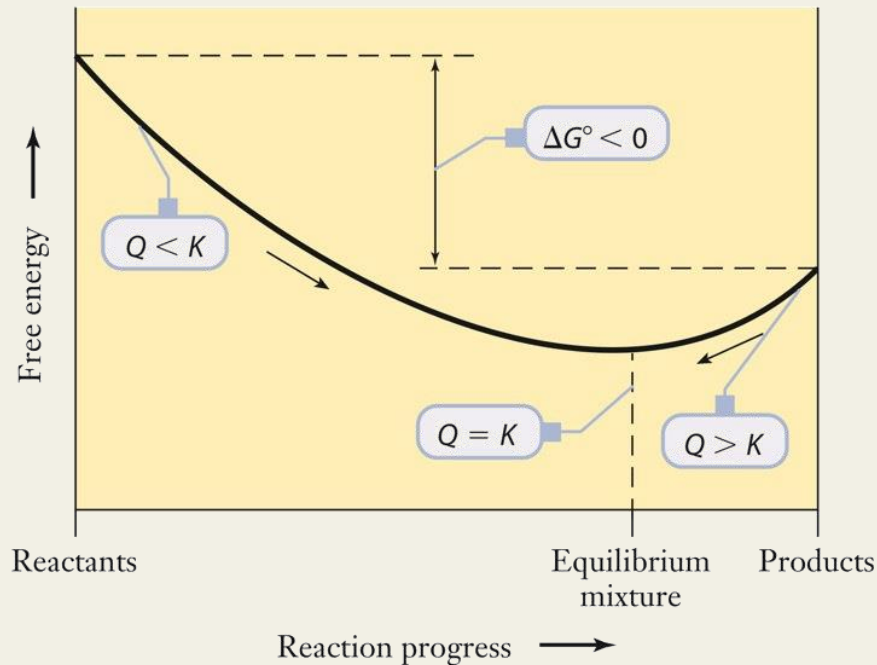
## Prinsip *Le Châtelier*

<u>Perubahan</u>	<u>Keseimbangan Bergeser</u>	Perubahan tetapan <u>keseimbangan</u>
Konsentrasi	ya	tidak
Tekanan	ya	tidak
Volume	ya	tidak
Temperatur	ya	ya
Katalis	tidak	tidak

# Energi bebas dan kesetimbangan kimia

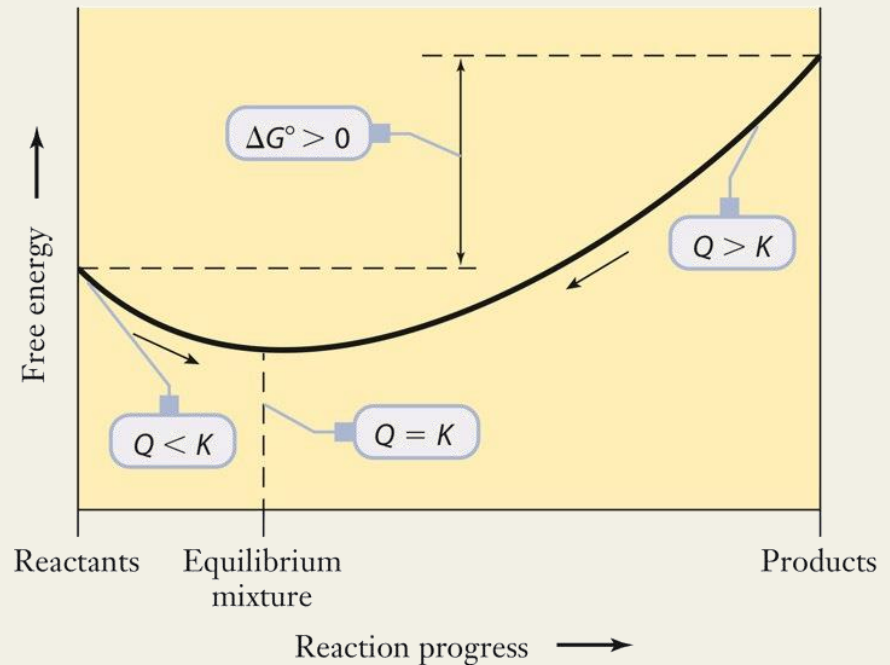


- Pada kesetimbangan ,  $\Delta G = 0$



a

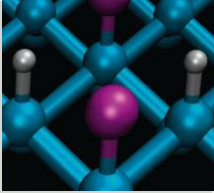
© Cengage Learning. All Rights Reserved.



b

Reaksi kimia selalu bergerak menuju energi bebas minimum

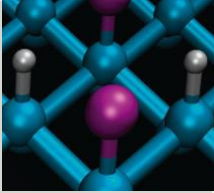




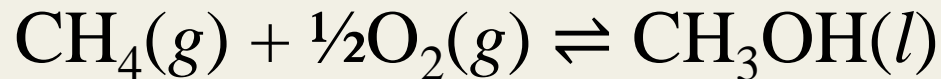
- Pada reaksi dengan  $\Delta G < 0$  (spontan), nilai  $K > 1$
- Pada reaksi dengan  $\Delta G > 0$  (tidak spontan), nilai  $K < 1$
- Nilai tetapan kesetimbangan dapat dihitung dari energi bebas Gibbs atau sebaliknya

$$\Delta G^o = -RT \ln K$$

# Contoh kasus



- Gunakan data termodinamika untuk menghitung tetapan kesetimbangan reaksi berikut pada 25 °C



Data termodinamika

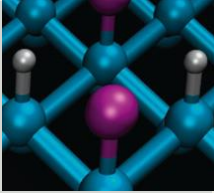
$$\Delta G^\circ \text{ CH}_4(g) = 50,79 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G^\circ \text{ O}_2(g) = 0 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta G^\circ \text{ CH}_3\text{OH}(l) = -166,2 \text{ kJ/mol}$$

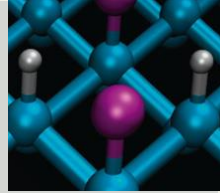
$$\begin{aligned}\Delta G^\circ \text{ reaksi} &= \Delta G^\circ \text{ CH}_3\text{OH}(l) - (\Delta G^\circ \text{ CH}_4(g) + \frac{1}{2} \Delta G^\circ \text{ O}_2(g)) \\ &= -166,2 \text{ kJ} - 50,79 \text{ kJ} \\ &= -216,99 \text{ kJ} = -216990 \text{ J}\end{aligned}$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K \text{ sehingga } K = 6,0 \times 10^{37}$$

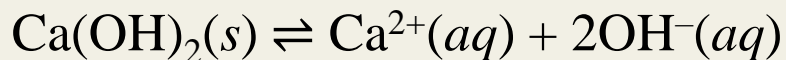


# KESETIMBANGAN KELARUTAN

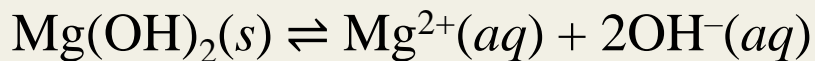
# Keseimbangan kelarutan



- $K_{sp}$  adalah tetapan produk kelarutan
- Kelarutan molar (M) adalah konsentrasi garam terlarut yang terdapat dalam larutan jenuh
- Kelarutan garam yang sulit larut merupakan keseimbangan heterogen
  - Padatan tidak muncul dalam ekspresi keseimbangan



$$K_{sp} = 7,93 \times 10^{-6}$$



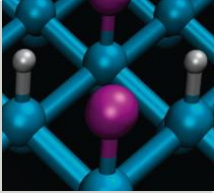
$$K_{sp} = 1,8 \times 10^{-11}$$

Table 12.4  $K_{sp}$  values

Values for a few compounds illustrate the wide range over which solubility product constants can vary.

Salt	$K_{sp}$
$\text{Ag}_2\text{CO}_3$	$8.1 \times 10^{-12}$
$\text{Ag}_3\text{PO}_4$	$1.3 \times 10^{-20}$
$\text{AgBr}$	$5.3 \times 10^{-13}$
$\text{AgCl}$	$1.8 \times 10^{-10}$
$\text{AgCN}$	$6.0 \times 10^{-17}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	$2.0 \times 10^{-33}$
$\text{CaCO}_3$	$4.8 \times 10^{-9}$
$\text{FeCO}_3$	$3.5 \times 10^{-11}$
$\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$	$9.9 \times 10^{-25}$
$\text{PbCO}_3$	$1.5 \times 10^{-13}$
$\text{PtS}$	$9.9 \times 10^{-74}$
$\text{ZnS}$	$1.1 \times 10^{-21}$

# Contoh kasus



- Tentukan kelarutan molar kalsium fosfat,  $K_{sp} = 2,0 \times 10^{-33}$ ?

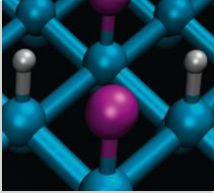
	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{s})$	$\text{Ca}^{2+}(\text{aq})$	$\text{PO}_4^{3-}(\text{aq})$
Initial concentration	Solid	0 M	0 M
Change in concentration	Solid	$+3x$	$+2x$
Final concentration	Solid	$3x$	$2x$

$$K_{sp} = 2.0 \times 10^{-33} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2 = (3x)^3 (2x)^2 = 108x^5$$

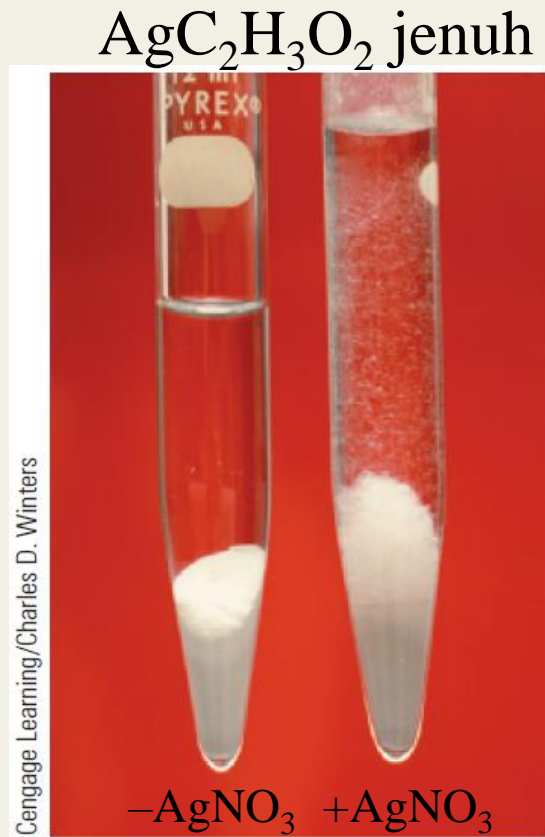
$$x = 1.1 \times 10^{-7}$$

- Andaikan kerapatan larutan jenuh  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  adalah  $1,00 \text{ g/cm}^3$ , hitung kelarutan  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  (dalam g per 100 g pelarut)?

# Pengaruh ion senama



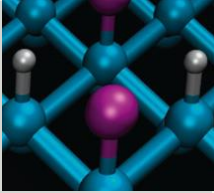
- Untuk sedikit garam yang larut pada kesetimbangan, penambahan ion senama dari luar akan menekan kelarutannya (efek prinsip Le Chatelier)



Tabung reaksi di samping mengandung perak asetat ( $\text{AgC}_2\text{H}_3\text{O}_2$ )

Penambahan larutan  $\text{AgNO}_3$  mengakibatkan endapan tambahan perak asetat

# Contoh kasus



- $K_{sp}$   $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  adalah  $2,0 \times 10^{-33}$ . Tentukan kelarutan molar dalam  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$  0,10 M ?

Kelarutan  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  dalam air

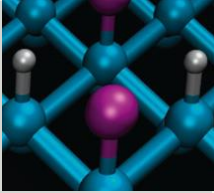
$$K_{sp} = 2,0 \times 10^{-33} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2 = (3x)^3 (2x)^2 = 108x^5$$

$$x = 1,1 \times 10^{-7}$$

Kelarutan  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$  dalam  $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$  0,10 M

$$K_{sp} = 2,0 \times 10^{-33} = [\text{Ca}^{2+}]^3 [\text{PO}_4^{3-}]^2 = (3x)^3 (0,1)^2 = 0,27x^3$$

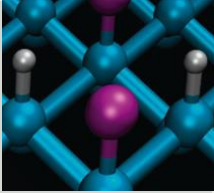
$$x = 1,9 \times 10^{-11}$$



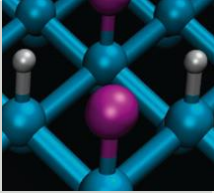
# ASAM dan BASA



# Asam dan basa

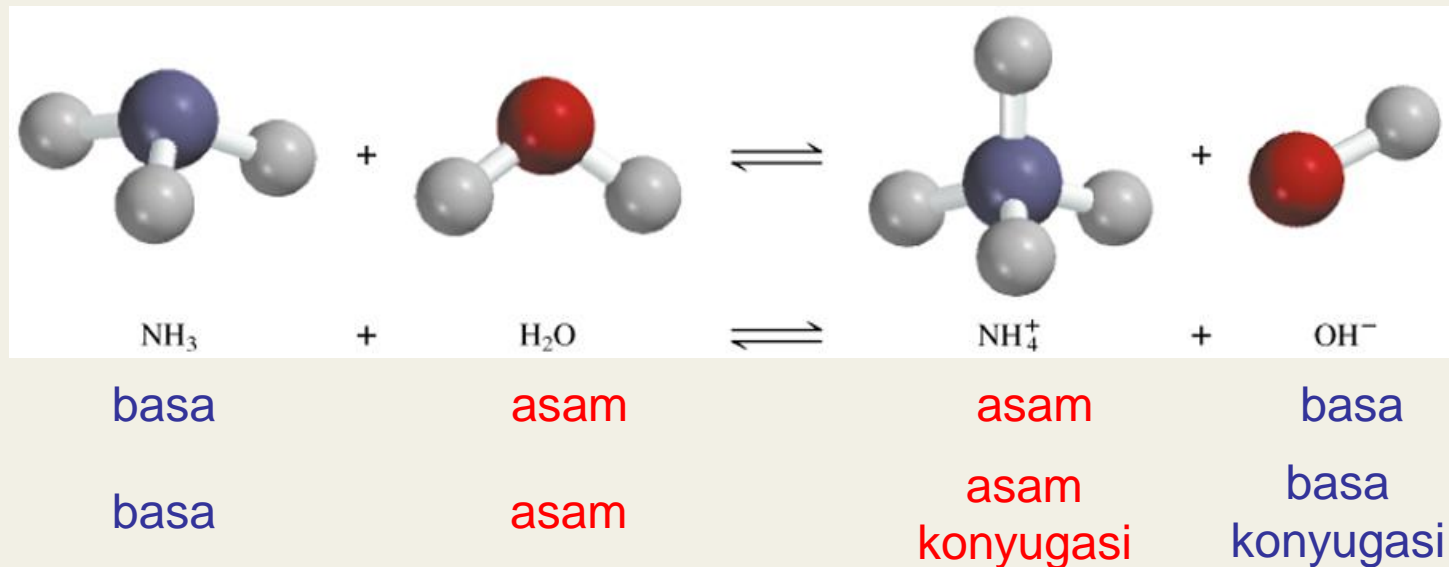


- Asam kuat dan basa kuat terdissosiasi sempurna dalam larutan
- Asam lemah dan basa lemah hanya terdissosiasi sebagian dalam larutan karena kesetimbangan
- Teori Brønsted–Lowry
  - Asam Brønsted–Lowry merupakan donor proton
  - Basa Brønsted–Lowry merupakan akseptor proton

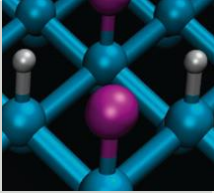


**Asam** Brønsted adalah **donor** proton

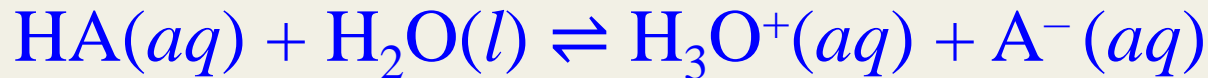
**Basa** Brønsted adalah **akseptor** proton



# Peran air



- Bila asam terionisasi dalam air, asam mentransfer proton ke air, menghasilkan ion hidronium,  $\text{H}_3\text{O}^+$



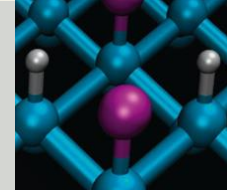
- Bila basa terionisasi dalam air, air mentransfer proton ke basa, menghasilkan ion hidroksidas,  $\text{OH}^-$



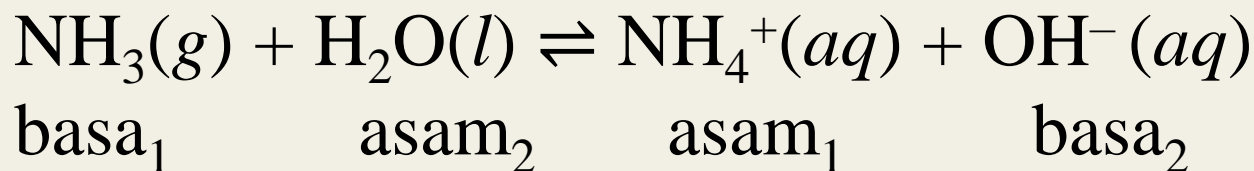
- **Amfoter:** Zat yang dapat bersifat asam atau basa



# Peran air dalam teori Brønsted–Lowry

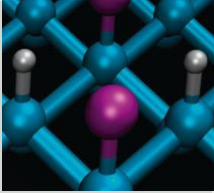


- Reaksi asam lemah atau basa lemah merupakan kesetimbangan dinamik
  - Kesetimbangannya terdiri dari pasangan **asam-basa konjugat**
    - **Asam konjugat** adalah asam yang terbentuk bila basa menerima proton
    - **Basa konjugat** adalah basa yang terbentuk bila asam memberi proton
  - Contoh: kesetimbangan antara ammonia dan air

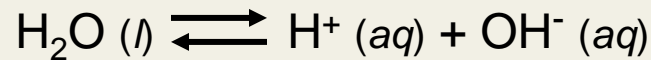


$\text{NH}_3$  (basa) dan  $\text{NH}_4^+$  (asam konjugat)

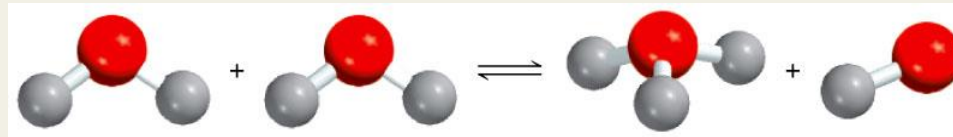
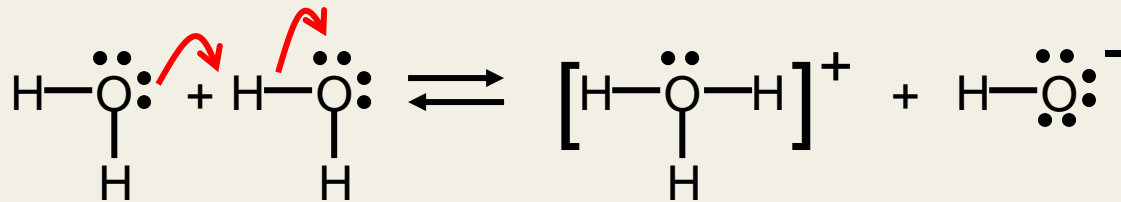
$\text{H}_2\text{O}$  (asam) dan  $\text{OH}^-$  (basa konjugat)



## Sifat asam basa air



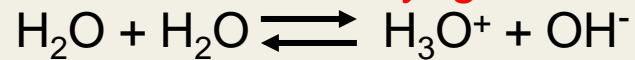
### otoionisasi air



basa

Asam

konyugasi

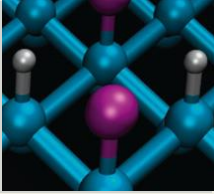


asam

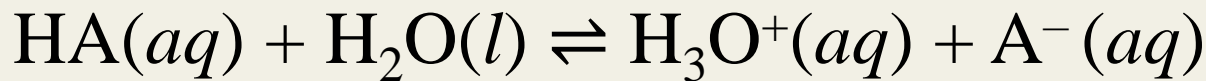
Basa

konyugasi

# Asam lemah



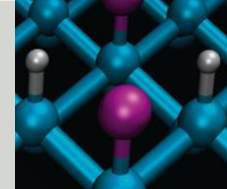
- Asam lemah bereaksi dengan air menghasilkan sistem asam-basa konjugat dimana produk basa konjugat yang dihasilkan lebih kuat daripada asamnya
  - Hanya sebagian kecil molekul asam terionisasi



- $K$  dissosiasi asam lemah disebut tetapan inonisasi asam ( $K_a$ )

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

# Nilai $K_a$ beberapa asam lemah

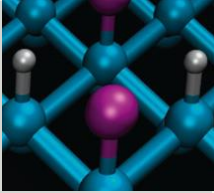


**Table 12.5** Acid ionization constant ( $K_a$ ) values

Acid ionization constants are shown for some common weak acids at 25°C. Larger values of  $K_a$  indicate stronger acids.

Name of Acid	Formula	$K_a$
<i>Organic Acids</i>		
Formic	HCOOH	$1.8 \times 10^{-4}$
Acetic	CH <sub>3</sub> COOH	$1.8 \times 10^{-5}$
Propanoic	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> COOH	$1.3 \times 10^{-5}$
Butanoic	CH <sub>3</sub> CH <sub>2</sub> CH <sub>2</sub> COOH	$1.5 \times 10^{-5}$
Salicylic	C <sub>6</sub> H <sub>4</sub> (OH)COOH	$1.1 \times 10^{-3}$
Gluconic	HOCH <sub>2</sub> (CHOH) <sub>4</sub> COOH	$2.4 \times 10^{-4}$
Heptonic	HOCH <sub>2</sub> (CHOH) <sub>5</sub> COOH	$1.3 \times 10^{-5}$
<i>Inorganic Acids</i>		
Hydrofluoric	HF	$6.3 \times 10^{-4}$
Carbonic	H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	$4.4 \times 10^{-7}$
Hydrocyanic	HCN	$6.2 \times 10^{-10}$

# Basa lemah



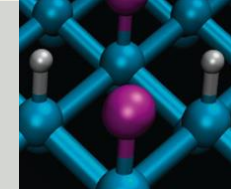
- Basa lemah bereaksi dengan air menghasilkan produk asam konjugat yang lebih kuat daripada basanya



- $K$  dissosiasi basa lemah disebut tetapan ionisasi basa,  $K_b$

$$K_b = \frac{[HB^+][OH^-]}{[B]}$$

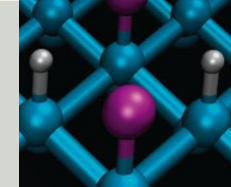




- pH: kekuatan ion hidronium dalam larutan
  - Skala pH menggambarkan kekuatan asam dan basa secara relatif

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+]$$

	pH	$[\text{H}_3\text{O}^+]$ mol/L	Common substances in pH range
Increasing acidity ↑	0	$10^0$	1.0 M HCl
	1	$10^{-1}$	HCl in the human stomach
	2	$10^{-2}$	
	3	$10^{-3}$	Vinegar : $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$
	4	$10^{-4}$	Soft drinks
	5	$10^{-5}$	
Increasing basicity ↓	6	$10^{-6}$	Milk
	7	$10^{-7}$	Pure water, blood
	8	$10^{-8}$	Seawater
	9	$10^{-9}$	
	10	$10^{-10}$	Milk of magnesia : $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{aq})$
	11	$10^{-11}$	Household ammonia
	12	$10^{-12}$	
	13	$10^{-13}$	
	14	$10^{-14}$	1.0 M NaOH



**TABLE 15.1**

**The pHs of Some Common Fluids**

Sample	pH Value
Gastric juice in the stomach	1.0–2.0
Lemon juice	2.4
Vinegar	3.0
Grapefruit juice	3.2
Orange juice	3.5
Urine	4.8–7.5
Water exposed to air*	5.5
Saliva	6.4–6.9
Milk	6.5
Pure water	7.0
Blood	7.35–7.45
Tears	7.4
Milk of magnesia	10.6
Household ammonia	11.5

\*Water exposed to air for a long period of time absorbs atmospheric  $\text{CO}_2$  to form carbonic acid,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ .

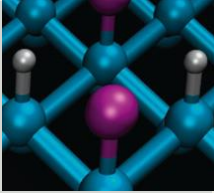
$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = K_w = 1.0 \times 10^{-14}$$

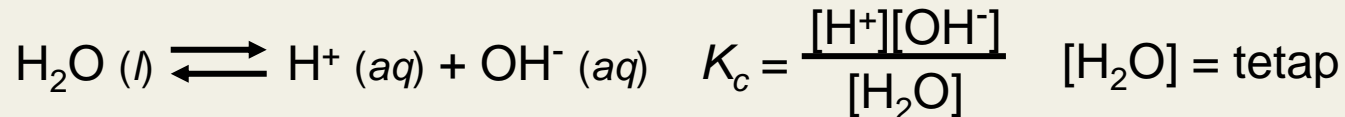
$$-\log [\text{H}^+] - \log [\text{OH}^-] = 14.00$$

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00$$





**Tetapan kesetimbangan air ( *ion-product constant* )  $K_w$**



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

Tetapan kesetimbangan air( *ion-product constant* )  $K_w$  adalah hasil kali konsentrasi molar dari konsentrasi ion-ion  $\text{H}^+$  dan  $\text{OH}^-$  **pada temperatur tertentu.**

### Sifat larutan

<p>pada <math>25^\circ\text{C}</math></p> $K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$
---

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

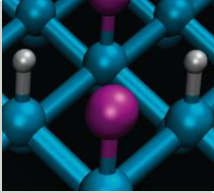
netral

$$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$$

asam

$$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$$

basa



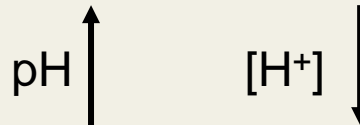
## pH – Ukuran keasaman

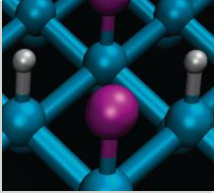
$$\text{pH} = -\log [\text{H}^+]$$

### Sifat larutan

### pada 25°C

netral	$[\text{H}^+] = [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+] = 1 \times 10^{-7}$	$\text{pH} = 7$
asam	$[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+] > 1 \times 10^{-7}$	$\text{pH} < 7$
basa	$[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$	$[\text{H}^+] < 1 \times 10^{-7}$	$\text{pH} > 7$



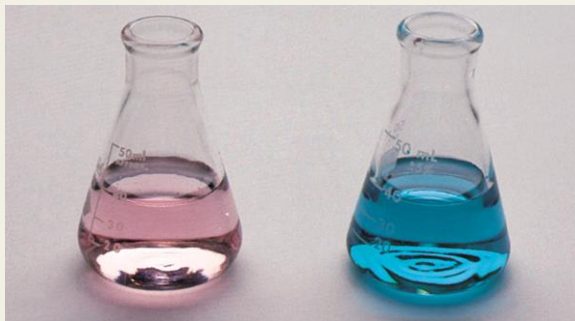


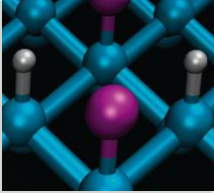
Hitung konsentrasi ion  $\text{OH}^-$  dalam larutan  $\text{HCl}$  yang mengandung konsentrasi ion hidrogen sebesar  $1,3 \text{ M}$  ?

$$K_w = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1,0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{H}^+] = 1,3 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{K_w}{[\text{H}^+]} = \frac{1 \times 10^{-14}}{1,3} = 7,7 \times 10^{-15} \text{ M}$$





pH air hujan yang ditampung di daerah tertentu sama dengan 4,82. Hitung konsentrasi ion  $H^+$  air hujan tersebut !

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

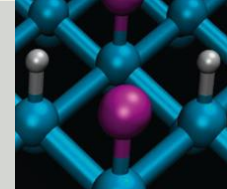
$$[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-4.82} = 1,5 \times 10^{-5} M$$

Konsentrasi ion  $OH^-$  suatu sampel darah adalah  $2,5 \times 10^{-7} M$ . Hitung berapa pH dari darah tsb. ?

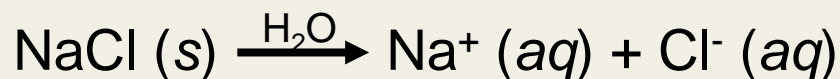
$$pH + pOH = 14,00$$

$$pOH = -\log [OH^-] = -\log (2,5 \times 10^{-7}) = 6,60$$

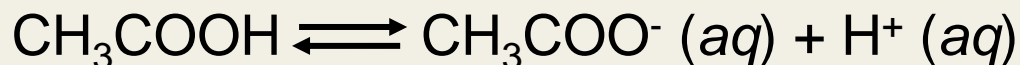
$$pH = 14,00 - pOH = 14,00 - 6,60 = 7,40$$



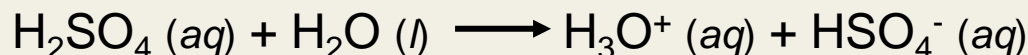
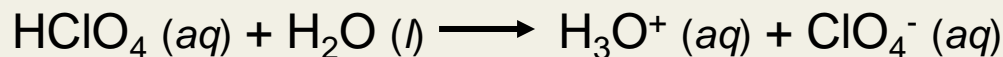
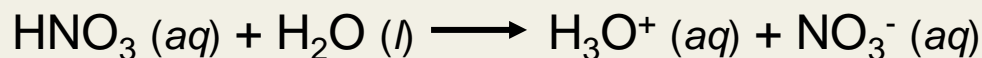
Elektrolit kuat – 100% disosiasi

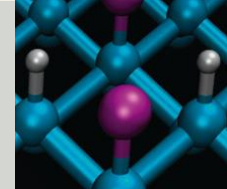


Elektrolit lemah – tidak terdisosiasi sempurna

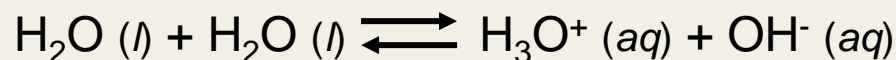
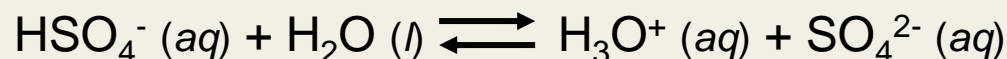
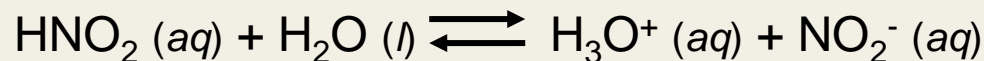


**Asam kuat adalah elektrolit kuat**

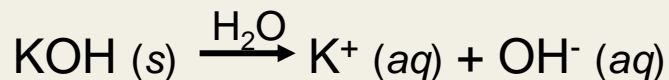
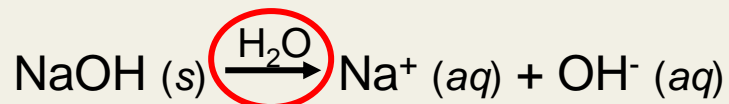




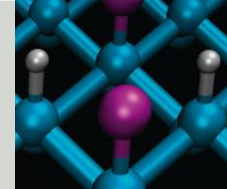
### Asam lemah adalah elektrolit lemah



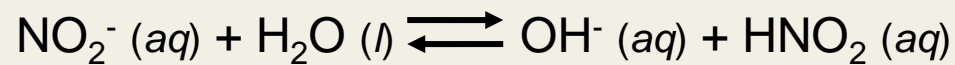
### Basa kuat adalah elektrolit kuat

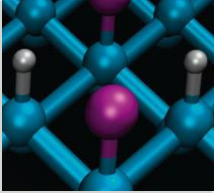




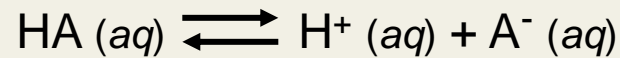
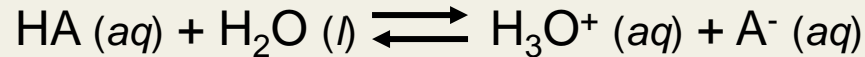


**Basa lemah adalah elektrolit lemah**





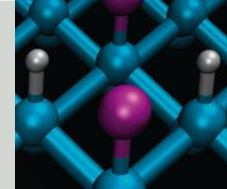
## Asam lemah(HA) dan Tetapan kesetimbangan asam



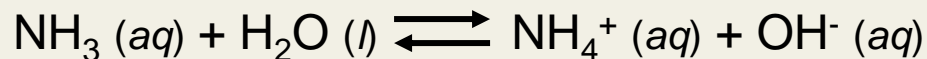
$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$K_a$  adalah tetapan kesetimbangan asam  
*(acid ionization constant)*

$K_a \uparrow$       Kekuatan asam lemah  $\uparrow$



## Basa lemah dan Tetapan kesetimbangan basa



$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

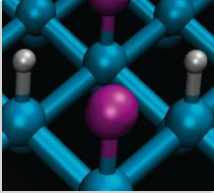
$K_b$  adalah tetapan kesetimbangan basa  
(*base ionization constant*)

$K_b \uparrow$

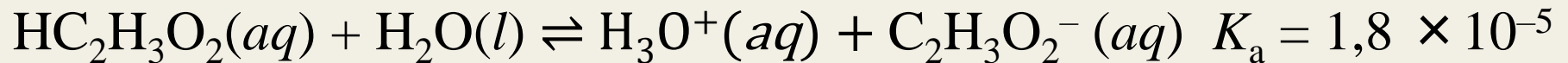
kekuatan  
basa lemah  $\uparrow$

Selesaikan perhitungan basa lemah seperti  
asam lemah **tetapi ingat bahwa yang  
dihitung adalah  $[\text{OH}^-]$  bukan  $[\text{H}^+]$ .**

# Contoh



- $K_a$  asam asetat adalah  $1,8 \times 10^{-5}$ . Hitung pH larutan asam asetat 0,10 M

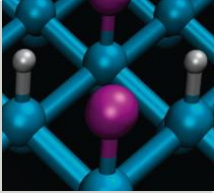


$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+][\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^-]}{[\text{HC}_2\text{H}_3\text{O}_2]} = \frac{[x][x]}{[0,1]} = 1,8 \times 10^{-5}$$

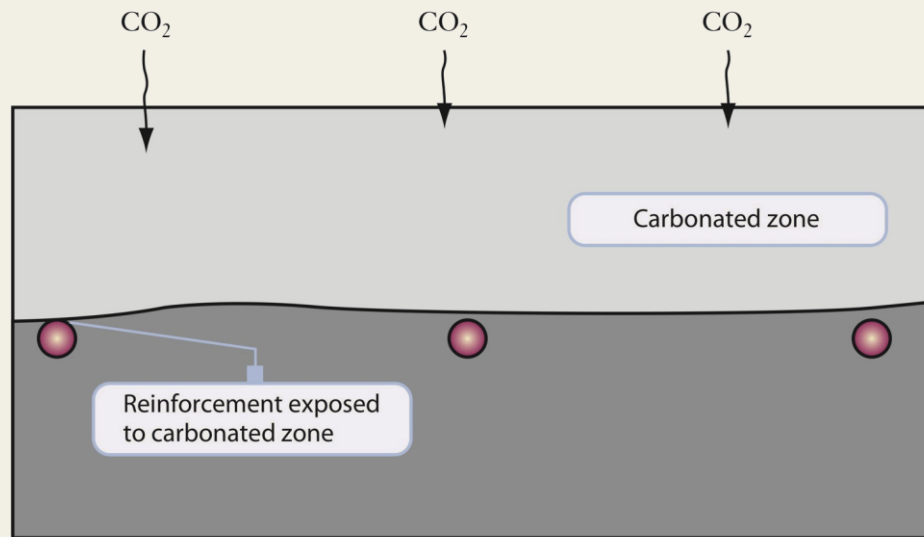
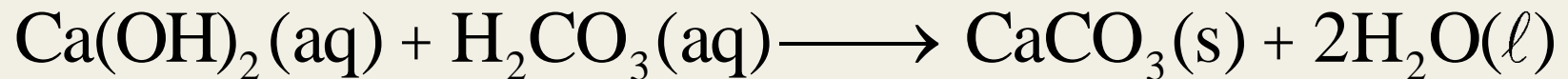
$$x = 0,0013$$

$$\text{pH} = -\log 0,0013 = 2,87$$

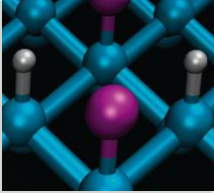
# Contoh aplikasi



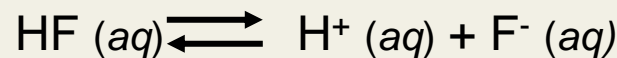
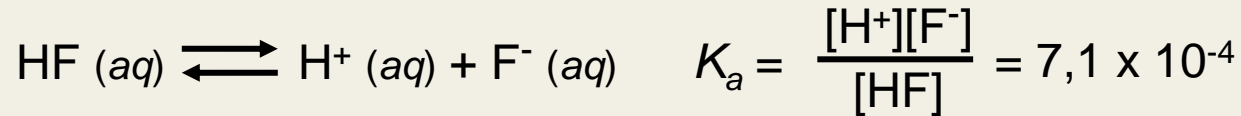
- Reaksi asam-basa pada pelapukan beton (melalui karbonasi)
  - Kalsium hidroksida beton bereaksi dengan  $\text{CO}_2$  terlarut dalam air ( $\text{H}_2\text{CO}_3$ ) menghasilkan kalsium karbonat
  - Kalsium hidroksida bertindak sebagai basa dan asam karbonat bertindak sebagai asam



© Cengage Learning. All Rights Reserved.



Hitung pH dari larutan HF 0,5 M HF (pada 25°C)?



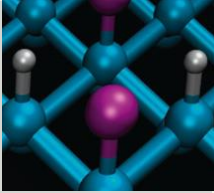
I awal (M)	0,50	0,00	0,00
C reaksi (M)	-x	+x	+x
E kstb (M)	0,50 - x	x	x

$$K_a = \frac{x^2}{0,50 - x} = 7,1 \times 10^{-4} \quad K_a \ll 1 \quad 0,50 - x \approx 0,50$$

$$K_a \approx \frac{x^2}{0,50} = 7,1 \times 10^{-4} \quad x^2 = 3,55 \times 10^{-4} \quad x = 0,019 \text{ M}$$

$$[\text{H}^+] = [\text{F}^-] = 0,019 \text{ M} \quad \text{pH} = -\log [\text{H}^+] = 1,72$$

$$[\text{HF}] = 0,50 - x = 0,48 \text{ M}$$



Kapan kita dapat menggunakan pendekatan

$$K_a \ll 1 \quad 0.50 - x \approx 0.50$$

Bila  $x < 5\%$  dari nilai awal ( nilai asal yang akan dikurangi)

$$x = 0,019 \quad \frac{0,019 \text{ M}}{0,50 \text{ M}} \times 100\% = 3,8\% \quad \begin{array}{l} \text{Kurang dari } 5\% \\ \text{Pendekatan ok.} \end{array}$$

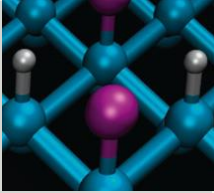
Hitung pH dari larutan HF 0,05 M HF (pada 25°C)?

$$K_a \approx \frac{x^2}{0,05} = 7,1 \times 10^{-4} \quad x = 0,006 \text{ M}$$

$$\frac{0,006 \text{ M}}{0,05 \text{ M}} \times 100\% = 12\%$$

Lebih dari 5%  
Pendekatan TIDAK  
ok.

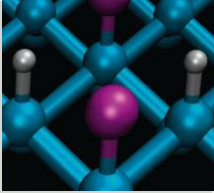
$x$  harus diselesaikan dengan persamaan kuadrat atau metoda pendekatan suksesif (berkelanjutan).



### Penyelesaian perhitungan ionisasi **asam lemah** :

1. Identifikasi spesi yang mempengaruhi pH.
  - Umumnya otoionisasi air diabaikan.
  - Abaikan  $[\text{OH}^-]$  karena konsentrasi ion ini ditentukan oleh  $[\text{H}^+]$
  - Gunakan ICE untuk menyatakan konsentrasi dalam kesetimbangan sebagai fungsi dari  $x$ .
2. Tuliskan  $K_a$  sebagai fungsi dari konsentrasi dalam kesetimbangan. Selesaikan  $x$  dengan metoda pendekatan. Bila pendekatan tidak valid, hitung  $x$  dengan lebih tepat.
3. Hitung konsentrasi semua spesi dan/atau pH larutan.





Hitung pH larutan asam monoprotik 0,122 M yang nilai  $K_a$  nya  $5,7 \times 10^{-4}$ ?

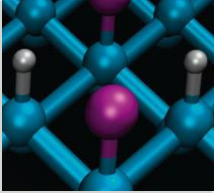
	$\text{HA (aq)} \rightleftharpoons \text{H}^+ \text{ (aq)} + \text{A}^- \text{ (aq)}$		
awal (M)	0,122	0,00	0,00
reaksi (M)	-x	+x	+x
kstb (M)	0,122 - x	x	x

$$K_a = \frac{x^2}{0,122 - x} = 5,7 \times 10^{-4} \quad K_a \ll 1 \quad 0,122 - x \approx 0,122$$

$$K_a \approx \frac{x^2}{0,122} = 5,7 \times 10^{-4} \quad x^2 = 6,95 \times 10^{-5} \quad x = 0,0083 \text{ M}$$

$$\frac{0,0083 \text{ M}}{0,122 \text{ M}} \times 100\% = 6,8\%$$

Lebih dari 5%  
Pendekatan **TIDAK** ok.

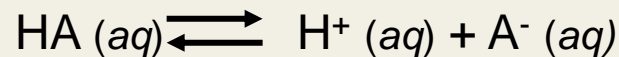


$$K_a = \frac{x^2}{0,122 - x} = 5,7 \times 10^{-4} \quad x^2 + 0,00057x - 6,95 \times 10^{-5} = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0 \quad x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = 0,0081$$

~~$$x = -0,0081$$~~



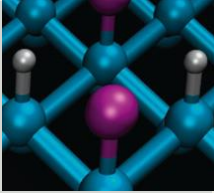
awal (M)	0,122	0,00	0,00
----------	-------	------	------

reaksi (M)	-x	+x	+x
------------	----	----	----

kstb (M)	0,122 - x	x	x
----------	-----------	---	---

$$[\text{H}^+] = x = 0,0081 \text{ M}$$

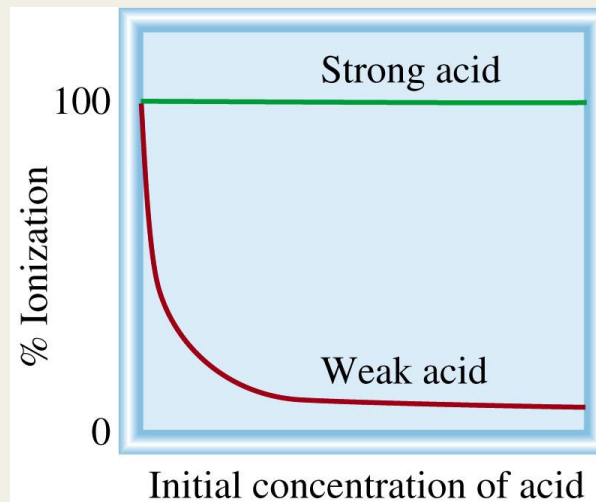
$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = 2,09$$

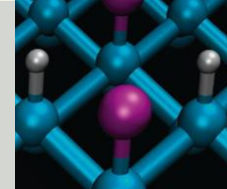


$$\textbf{Persen ionisasi} = \frac{\text{Konsentrasi asam yg terionisasi pd kstb}}{\text{Konsentrasi asam awal}} \times 100\%$$

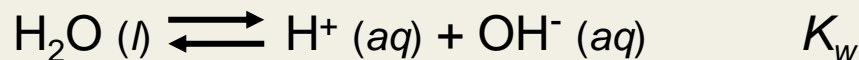
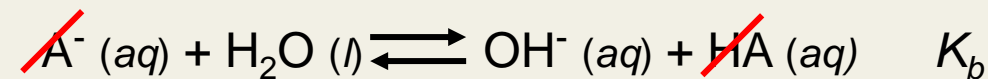
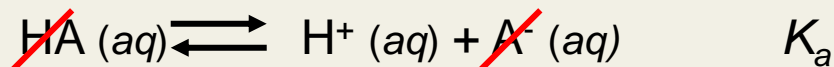
Untuk asam monoprotik HA

$$\% \text{ ionisasi} = \frac{[\text{H}^+]}{[\text{HA}]_0} \times 100\% \quad [\text{HA}]_0 = \text{konsentrasi awal}$$





## Tetapan ionisasi pasangan konjugasi asam – basa

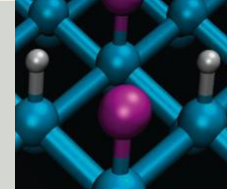


$$\boxed{K_a K_b = K_w}$$

### Asam lemah & basa konjugasinya

$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

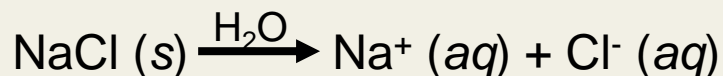
$$K_b = \frac{K_w}{K_a}$$



## Sifat asam-basa dari GARAM

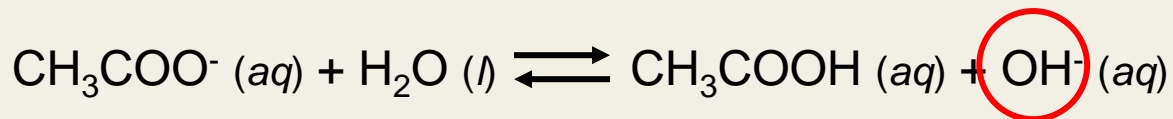
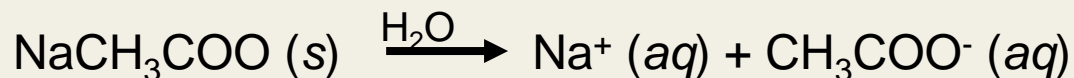
### Larutan netral:

Garam mengandung ion logam alkali atau ion logam alkali tanah (kecuali  $\text{Be}^{2+}$ ) **dan** basa konjugasi dari asam kuat (*contoh:*  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{Br}^-$ , dan  $\text{NO}_3^-$ ).

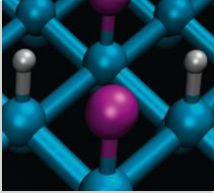


### Larutan basa:

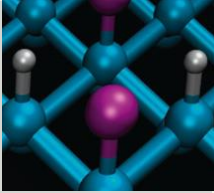
Garam yang berasal dari **basa kuat** dan **asam lemah**.



# Sifat asam – basa dari garam



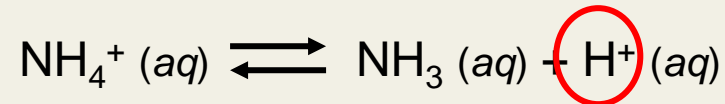
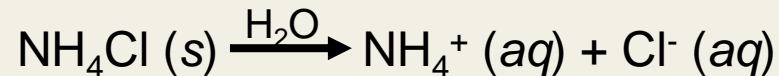
1. Bila kation maupun anion tidak mempengaruhi pH, larutan bersifat **netral**.  
contoh:  $\text{NaCl}$
2. Bila hanya **kation** bersifat **asam**, larutan bersifat **asam**.  
contoh:  $\text{NH}_4\text{I}$
3. Bila hanya **anion** bersifat **basa**, larutan bersifat **basa**.  
contoh:  $\text{NaCHO}_2$  (natrium format)
4. Bila kation bersifat asam dan anion bersifat basa, pH **bergantung** pada **kekuatan relatif** asam dan basa.  
contoh:  $\text{NH}_4\text{CHO}_2$  (amonium format)



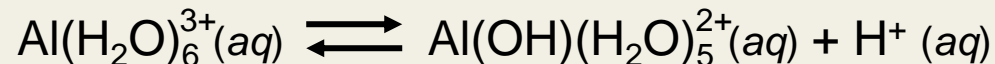
## Sifat asam-basa dari GARAM

### Larutan asam:

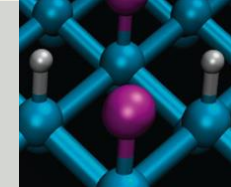
Garam yang berasal dari **asam kuat** dan **basa lemah**.



Garam yang mengandung **kation logam** berukuran **kecil tetapi muatan besar** ( $\text{Al}^{3+}$ ,  $\text{Cr}^{3+}$ , dan  $\text{Be}^{2+}$ ) dan **basa konjugasi dari asam kuat**.



15.10



## Sifat asam-basa dari GARAM

### Garam yang kation dan anionnya mengalami hidrolisis:

- $K_b$  anion  $>$   $K_a$  kation, larutan bersifat **basa**
- $K_b$  anion  $<$   $K_a$  kation, larutan bersifat **asam**
- $K_b$  anion  $\approx$   $K_a$  kation, larutan bersifat **netral**

**TABLE 15.7** Acid-Base Properties of Salts

Type of Salt	Examples	Ions That Undergo Hydrolysis	pH of Solution
Cation from strong base; anion from strong acid	NaCl, KI, KNO <sub>3</sub> , RbBr, BaCl <sub>2</sub>	None	$\approx 7$
Cation from strong base; anion from weak acid	CH <sub>3</sub> COONa, KNO <sub>2</sub>	Anion	$> 7$
Cation from weak base; anion from strong acid	NH <sub>4</sub> Cl, NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	Cation	$< 7$
Cation from weak base; anion from weak acid	NH <sub>4</sub> NO <sub>2</sub> , CH <sub>3</sub> COONH <sub>4</sub> , NH <sub>4</sub> CN	Anion and cation	$< 7$ if $K_b < K_a$ $\approx 7$ if $K_b \approx K_a$ $> 7$ if $K_b > K_a$
Small, highly charged cation; anion from strong acid	AlCl <sub>3</sub> , Fe(NO <sub>3</sub> ) <sub>3</sub>	Hydrated cation	$< 7$

15.10



Larutan **buffer** adalah larutan:

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

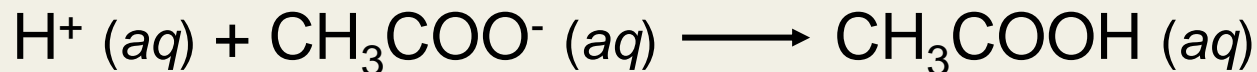
**Keduanya harus ada !**

Larutan buffer mempunyai kemampuan untuk menahan perubahan pH pada penambahan sejumlah kecil asam atau basa

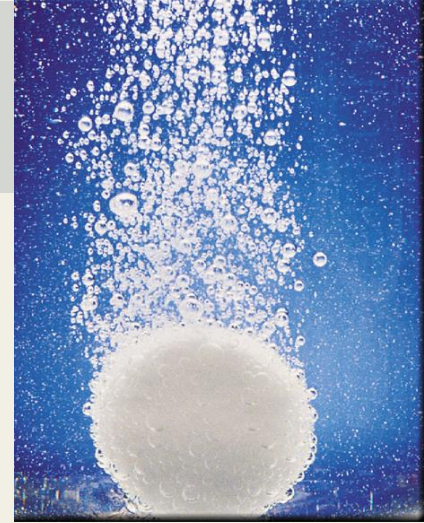
Contoh: campuran ekimolar  $\text{CH}_3\text{COOH}$  dan  $\text{CH}_3\text{COONa}$

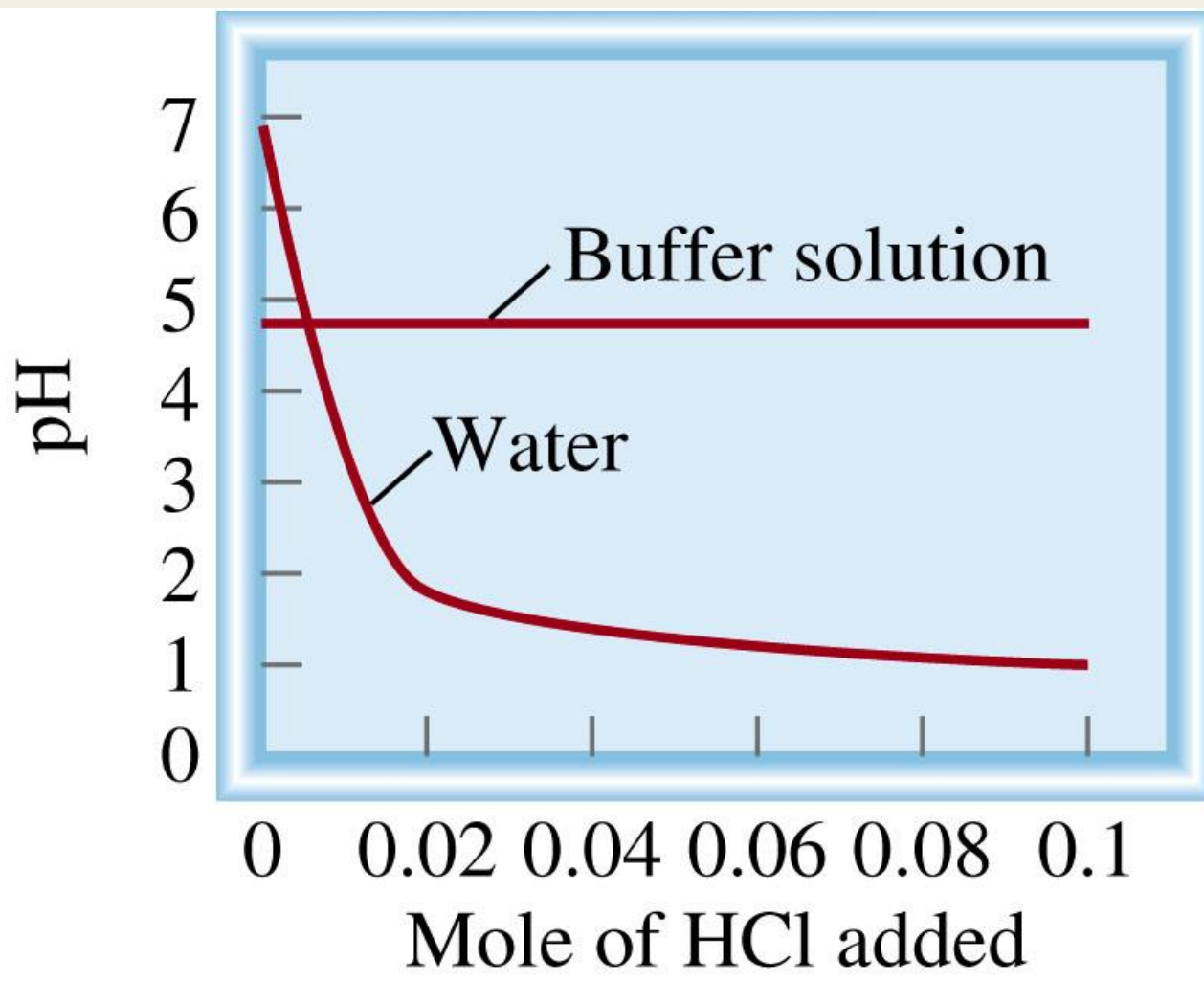
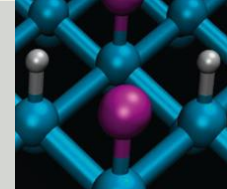
---

Tambahkan asam kuat



Tambahkan basa kuat





Mana sistem yang merupakan sistem buffer?

(a) KF/HF

(b) KBr/HBr

(c)  $\text{Na}_2\text{CO}_3/\text{NaHCO}_3$

(a) HF adalah asam lemah dan  $\text{F}^-$  adalah basa konjugasinya

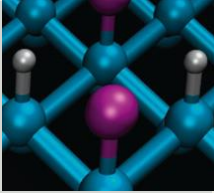
→ larutan buffer

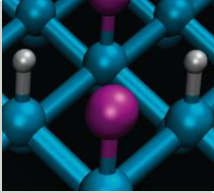
(b) HBr adalah asam kuat

→ Bukan larutan buffer

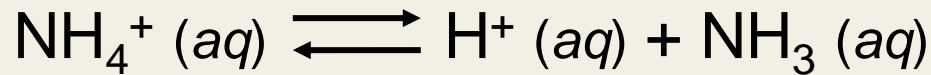
(c)  $\text{CO}_3^{2-}$  adalah basa lemah dan  $\text{HCO}_3^-$  adalah asam konjugasinya

→ larutan buffer





Hitung pH larutan buffer  $\text{NH}_3$  0,30 M /  $\text{NH}_4\text{Cl}$  0,36 M.  
 Hitung pH larutan pada saat 20,0 mL larutan  $\text{NaOH}$  0,050 M ditambahkan ke 80,0 mL larutan buffer tersebut.



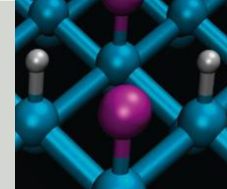
$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} \quad \text{p}K_a = 9,25 \quad \text{pH} = 9,25 + \log \frac{[0,30]}{[0,36]} = 9,17$$

awal (mol)	0,029	0,001	0.024
	$\text{NH}_4^+ (aq) + \text{OH}^- (aq) \longrightarrow \text{H}_2\text{O} (l) + \text{NH}_3 (aq)$		
akhir (mol)	0,028	0,0	0,025

$$\text{Volume akhir} = 80,0 \text{ mL} + 20,0 \text{ mL} = 100 \text{ mL}$$

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

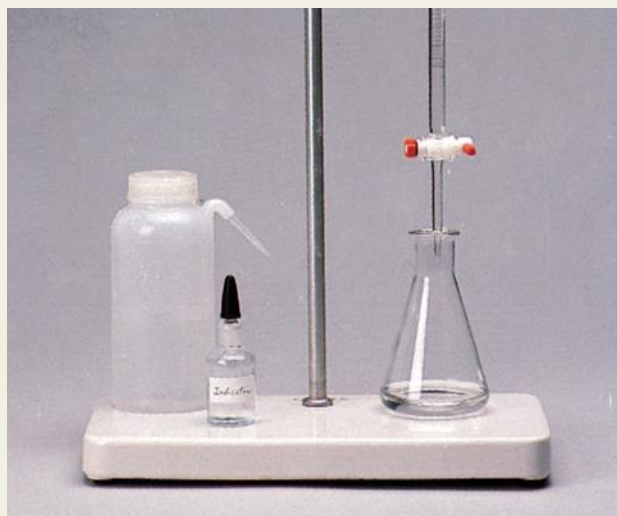
# Titrasi



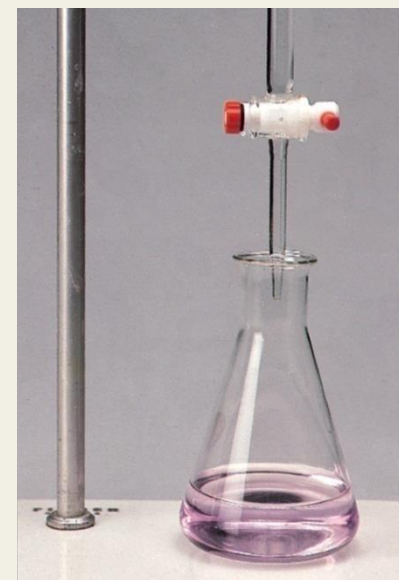
Dalam **titrasi** larutan yang konsentrasinya diketahui ditambahkan secara bertahap ke larutan lain yang konsentrasinya tidak diketahui sampai reaksi kimia antara keduanya berlangsung sempurna.

**Titik ekuivalen (TE)** – titik di mana reaksi berjalan sempurna

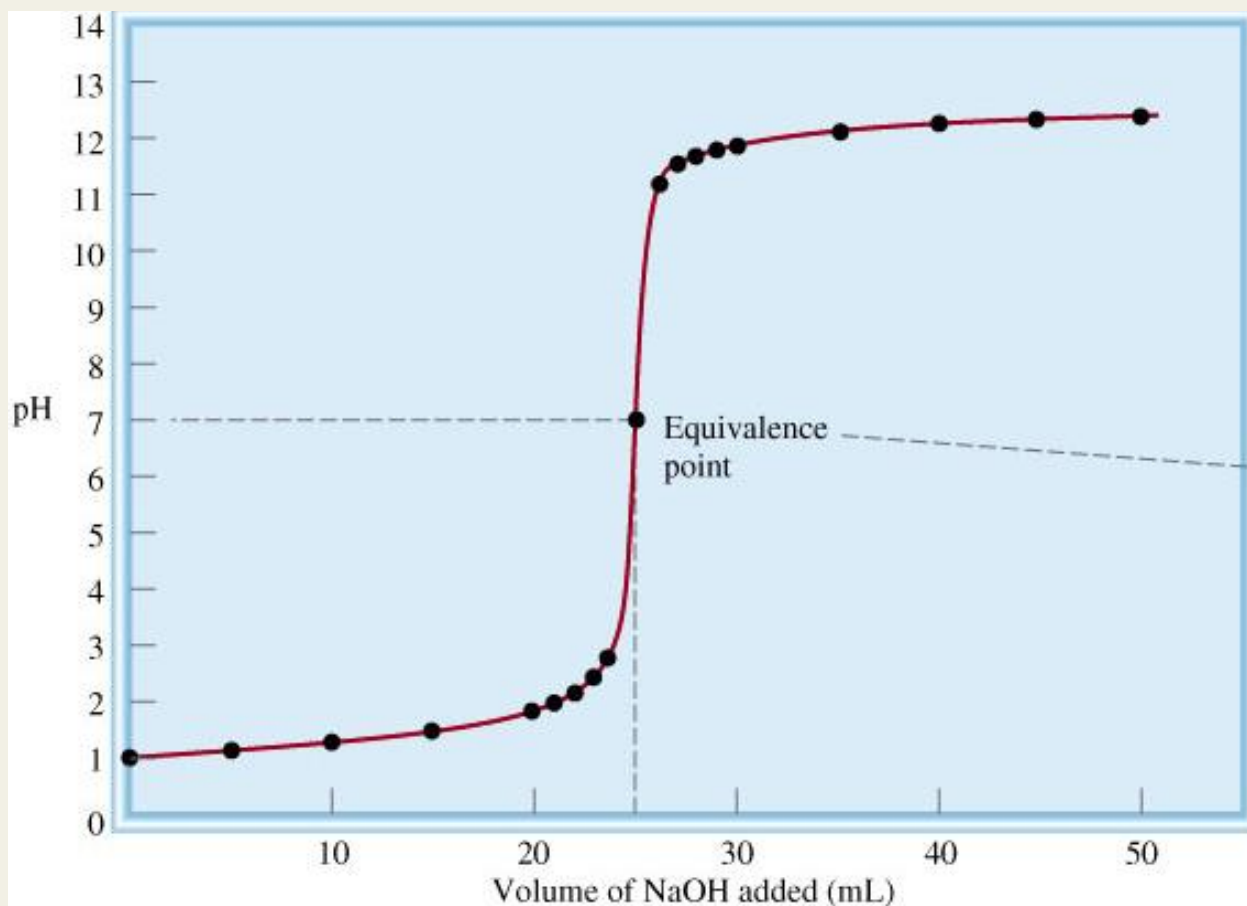
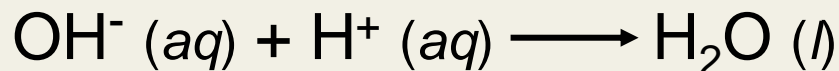
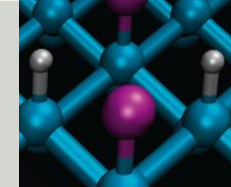
**Indikator** – senyawa yang berubah warna pada (atau di daerah) TE



Tambahkan basa  
perlahan-lahan  
hingga  
indikator  
berubah warna  
(pink)

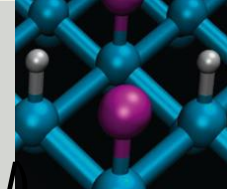


# Titrasi asam kuat – basa kuat

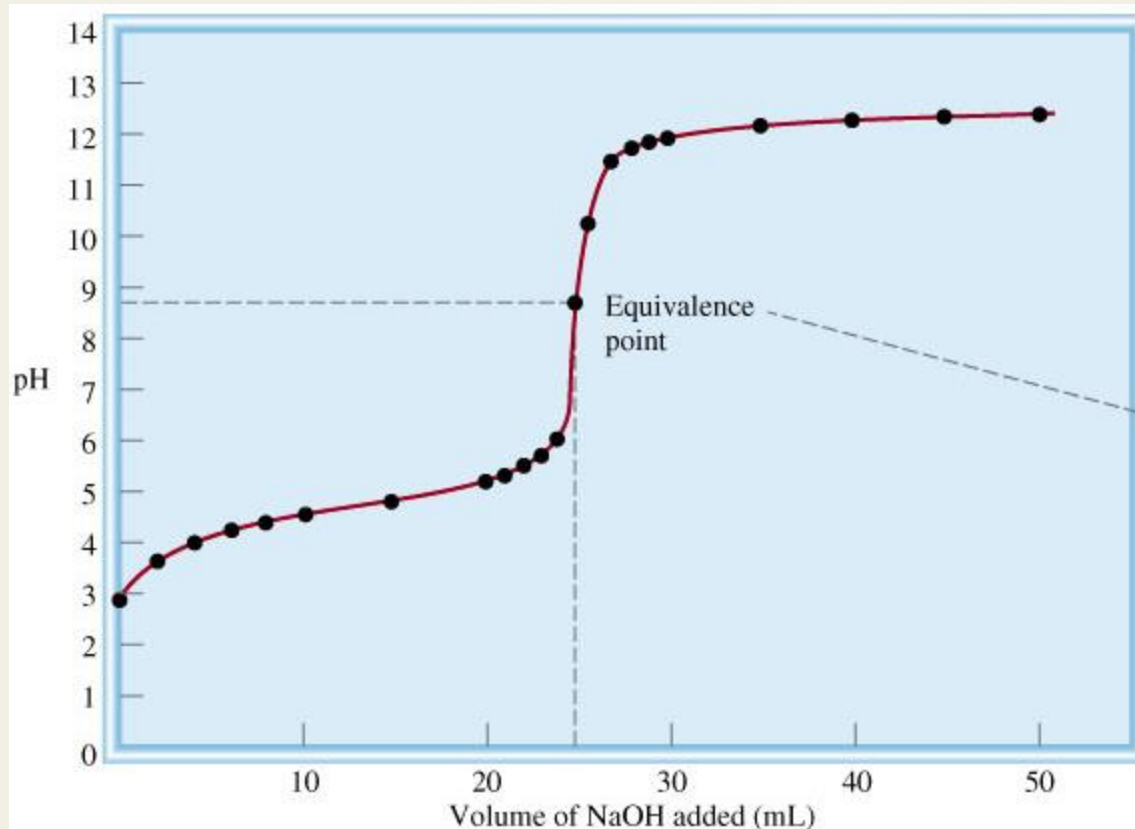
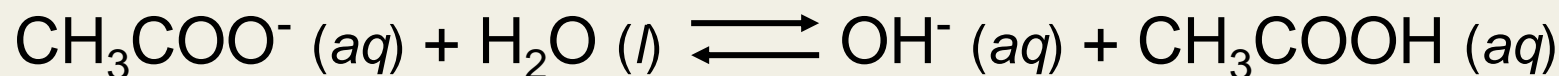


Volume NaOH added (mL)	pH
0.0	1.00
5.0	1.18
10.0	1.37
15.0	1.60
20.0	1.95
22.0	2.20
24.0	2.69
25.0	7.00
26.0	11.29
28.0	11.75
30.0	11.96
35.0	12.22
40.0	12.36
45.0	12.46
50.0	12.52

## Titrasi asam lemah – basa kuat



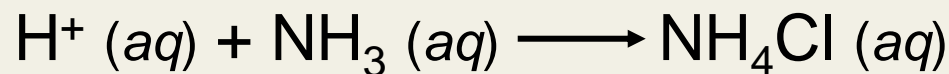
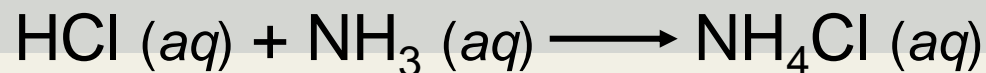
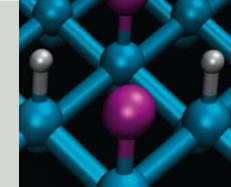
Pada titik ekuivalen ( $\text{pH} > 7$ ):



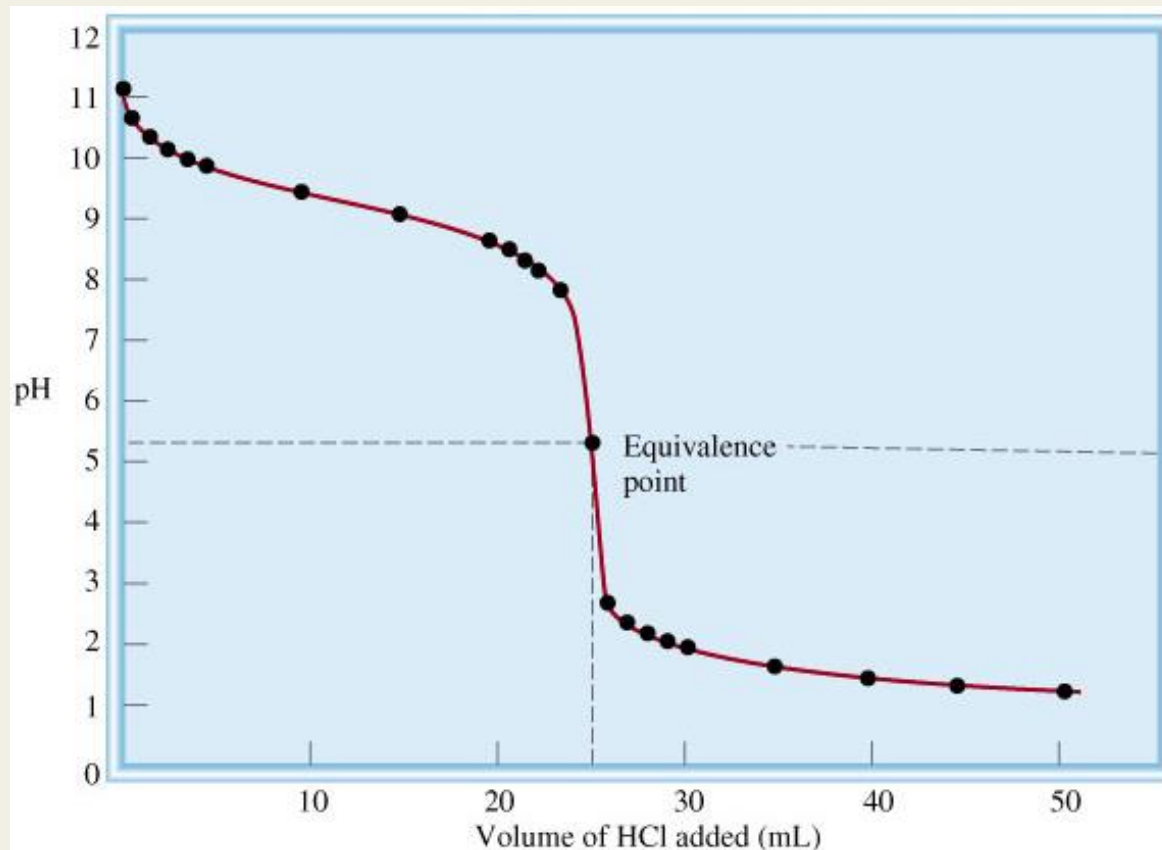
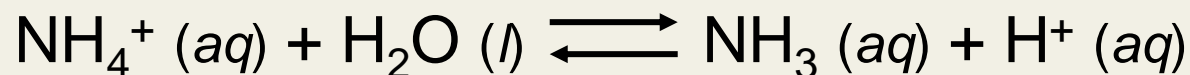
Volume NaOH added (mL)	pH
0.0	2.87
5.0	4.14
10.0	4.57
15.0	4.92
20.0	5.35
22.0	5.61
24.0	6.12
25.0	8.72
26.0	10.29
28.0	11.75
30.0	11.96
35.0	12.22
40.0	12.36
45.0	12.46
50.0	12.52



## Titrasi asam kuat – basa lemah

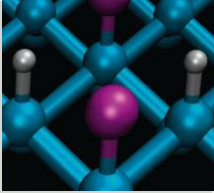


Pada titik ekuivalen ( $\text{pH} < 7$ ):

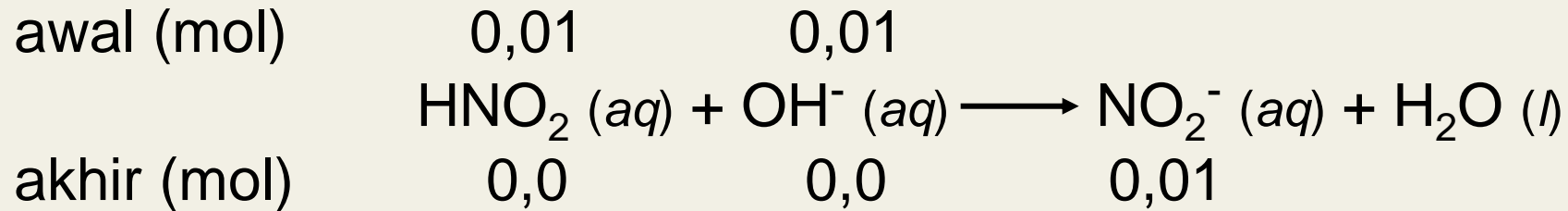


Volume HCl added (mL)	pH
0.0	11.13
5.0	9.86
10.0	9.44
15.0	9.08
20.0	8.66
22.0	8.39
24.0	7.88
25.0	5.28
26.0	2.70
28.0	2.22
30.0	2.00
35.0	1.70
40.0	1.52
45.0	1.40
50.0	1.30



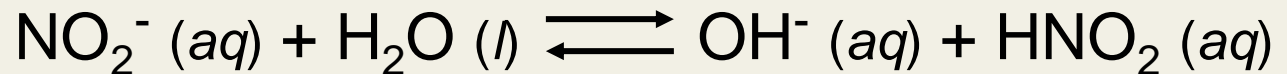


Sejumlah 100 mL  $\text{HNO}_2$  0,10 M dititrasi dengan  $\text{NaOH}$  0,1 M . Hitung pH pada titik ekuivalen.



volume akhir = 200 mL

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



Initial (M)	0,05	0.00	0.00
-------------	------	------	------

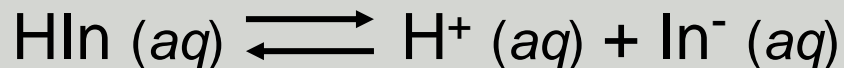
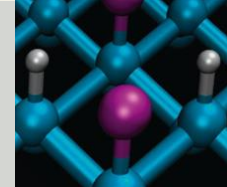
Change (M)	-x	+x	+x
------------	----	----	----

Equilibrium (M)	0.05 - x	x	x
-----------------	----------	---	---

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

$$0,05 - x \approx 0,05 \quad x \approx 1,05 \times 10^{-6} = [\text{OH}^-] \quad \text{pH} = 14 - \text{pOH} = 8.02$$

# Indikator asam – basa



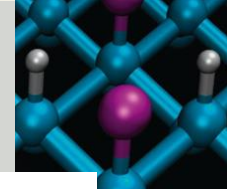
$\frac{[\text{HIn}]}{[\text{In}^-]} \geq 10$  Warna asam (HIn) mendominasi

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

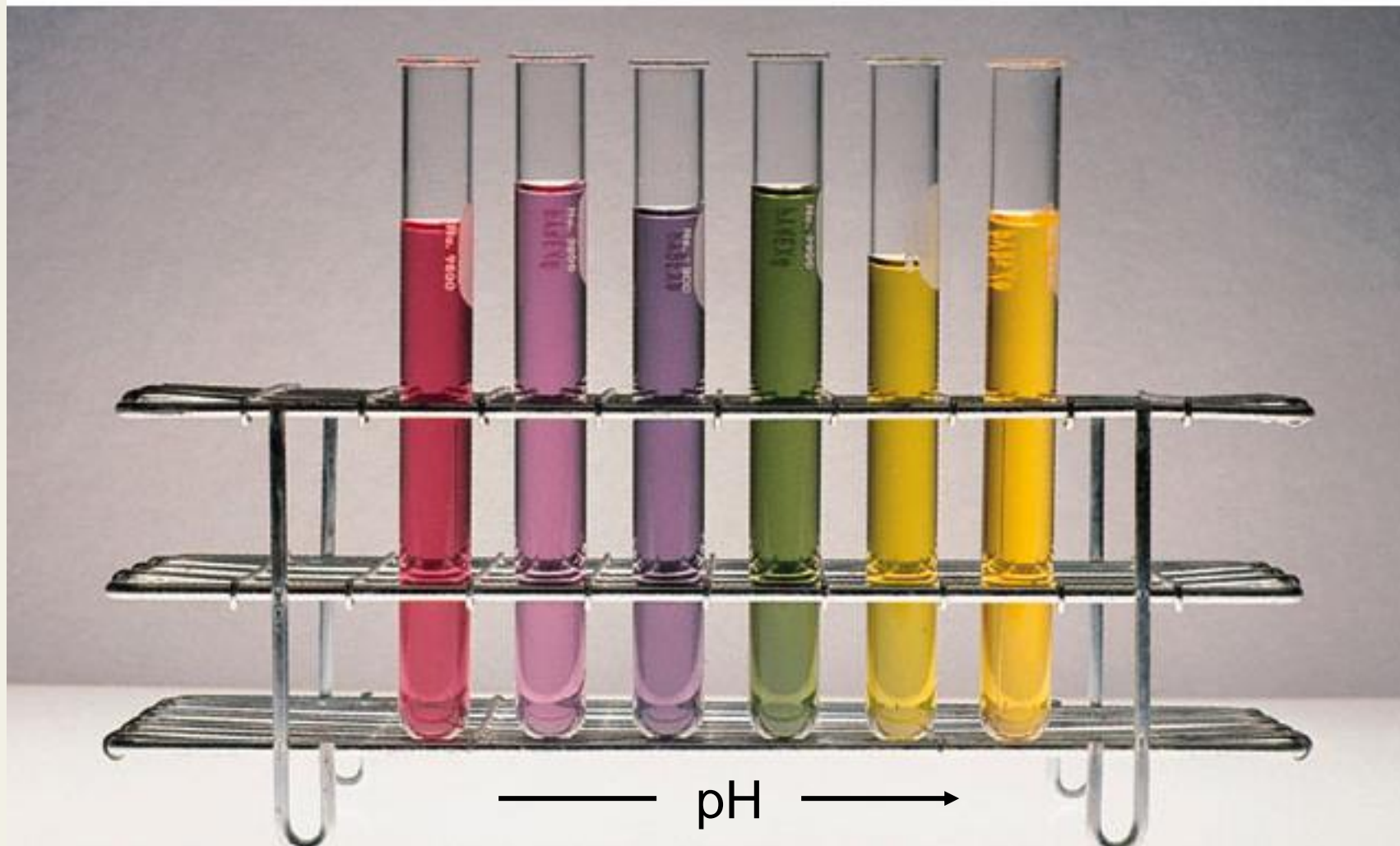
**TABLE 16.1** Some Common Acid-Base Indicators

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

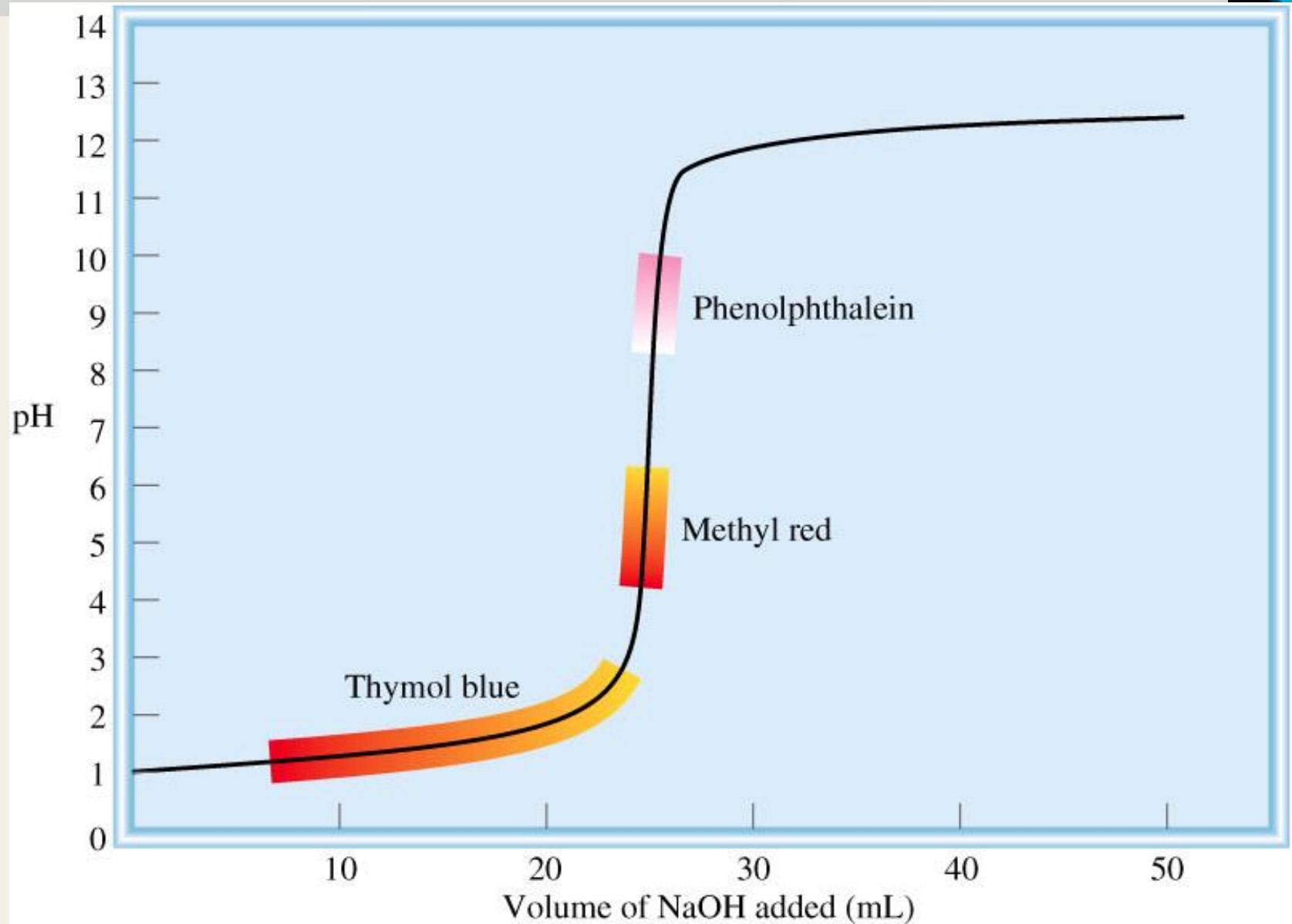
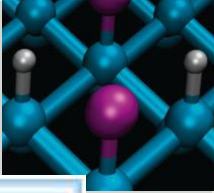
\*The pH range is defined as the range over which the indicator changes from the acid color to the base color.



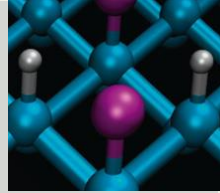
# Solutions of Cabbage



# Kurva titrasi asam kuat oleh basa kuat.



Indikator apa yang harus digunakan untuk titrasi  $\text{HNO}_2$  oleh  $\text{KOH}$  ?



Asam lemah dititrasi oleh basa kuat

Pada titik ekuivalen akan terbentuk basa konjugasi dari asam lemah .

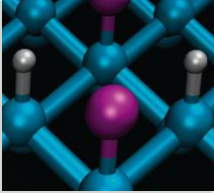
Pada TE:  $\text{pH} > 7$

Gunakan cresol red atau phenolphthalein

**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.



## Hitung kelarutan perak klorida dalam g/L



<i>Initial (M)</i>	0.00	0.00	$K_{sp} = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-]$
--------------------	------	------	---------------------------------------

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

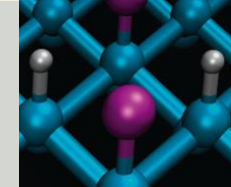
<i>Equilibrium (M)</i>	s	s	$s = \sqrt{K_{sp}}$
------------------------	---	---	---------------------

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

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

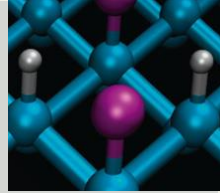
$$\text{Kelarutan AgCl} = \frac{1,3 \times 10^{-5} \cancel{\text{mol AgCl}}}{1 \text{ L larutan}} \times \frac{143,35 \text{ g AgCl}}{1 \cancel{\text{mol AgCl}}} = 1,9 \times 10^{-3} \text{ g/L}$$




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

# Pengaruh ion senama dan kelarutan



Adanya ion senama **memperkecil kelarutan garam tersebut**

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



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

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

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



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



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

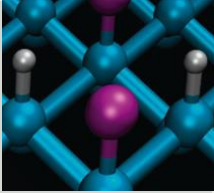
$$[\text{Br}^-] = 0,0010 + s \approx 0,0010$$

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

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



# pH dan kelarutan



- Adanya ion senama **menurunkan** kelarutan
- Basa yang tidak larut dapat larut dalam larutan asam.
- Asam yang tidak larut dapat larut dalam larutan basa.
- Asam yang tidak larut larut dalam larutan basa.

dikurangi



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

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

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

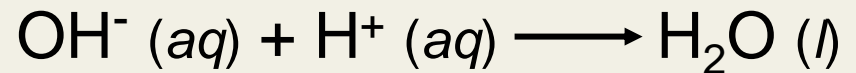
$$s = 1,4 \times 10^{-4} \text{ M}$$

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

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

Pada  $\text{pH} < 10,45$

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



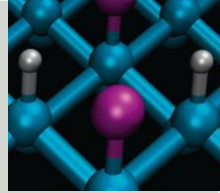
Kenaikan kelarutan  $\text{Mg(OH)}_2$

pd  $\text{pH} > 10,45$

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

Penurunan kelarutan  $\text{Mg(OH)}_2$

Perhatikan kesetimbangan berikut pada 295 K:



Tekanan parsial masing-masing gas adalah 0,265 atm.  
Hitunglah  $K_p$  dan  $K_c$  untuk reaksi tersebut?

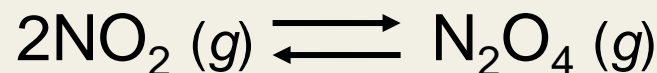
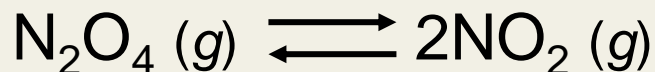
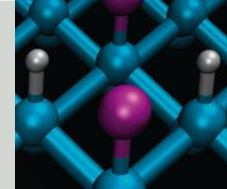
$$K_p = P_{\text{NH}_3} P_{\text{H}_2\text{S}} = 0,265 \times 0,265 = 0,0702$$

$$K_p = K_c(RT)^{\Delta n}$$

$$K_c = K_p(RT)^{-\Delta n}$$

$$\Delta n = 2 - 0 = 2 \quad T = 295 \text{ K}$$

$$K_c = 0,0702 \times (0,0821 \times 295)^{-2} = 1,20 \times 10^{-4}$$



$$K = \frac{[\text{NO}_2]^2}{[\text{N}_2\text{O}_4]} = 4.63 \times 10^{-3}$$

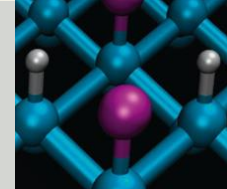
$$K' = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{1}{K} = 216$$

Pada temperatur tertentu, tetapan kesetimbangan untuk reaksi  $2\text{H}_2\text{O}_2(l) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(l) + \text{O}_2(g)$  adalah  $K = 42$ .

Tuliskan tetapan kesetimbangan untuk reaksi

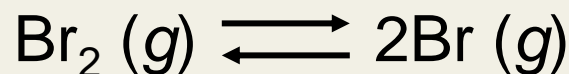
$\text{H}_2\text{O}(l) + \frac{1}{2}\text{O}_2(g) \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2(l)$  pada temperatur tersebut.

Pada 1280°C tetapan kesetimbangan ( $K_c$ ) untuk reaksi



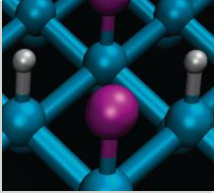
adalah  $1,1 \times 10^{-3}$ . Bila konsentrasi awal  $[\text{Br}_2] = 0,063 \text{ M}$  dan  $[\text{Br}] = 0,012 \text{ M}$ , hitung konsentrasi kedua spesi ini pada kesetimbangan.

Bila  $x$  = perubahan konsentrasi  $\text{Br}_2$



ICE	Initial (M)	0,063	0,012
	Change (M)	-x	+2x
	Equilibrium (M)	0,063 - x	0,012 + 2x

$$K_c = \frac{[\text{Br}]^2}{[\text{Br}_2]} \quad K_c = \frac{(0,012 + 2x)^2}{0,063 - x} = 1,1 \times 10^{-3} \quad \text{Hitung } x$$



$$K_c = \frac{(0,012 + 2x)^2}{0,063 - x} = 1,1 \times 10^{-3}$$

$$4x^2 + 0,048x + 0,000144 = 0,0000693 - 0,0011x$$

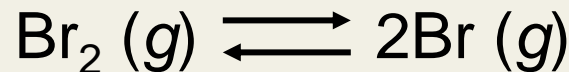
$$4x^2 + 0,0491x + 0,0000747 = 0$$

$$ax^2 + bx + c = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = -0,0105$$

$$x = -0,00178$$



awal (M)

0,063

0,012

reaksi (M)

-x

+2x

kstb (M)

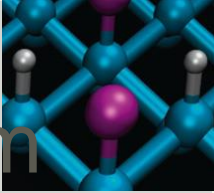
0,063 - x

0,012 + 2x

Pada kstb,  $[\text{Br}] = 0,012 + 2x = -0,009 \text{ M}$

atau 0,00844 M

Pada kstb,  $[\text{Br}_2] = 0,062 - x = 0,0648 \text{ M}$



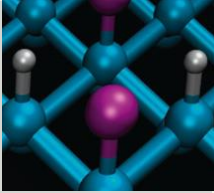
**Penyederhanaan:**  $x$  dapat diabaikan dalam  $(C_i - x)$ ?

- Bila  $K$  kecil nilainya
- Perubahan ( $x$ ) juga kecil
- Bandingkan konsentrasi awal  $C_i$  dengan  $K$

$$\frac{C_i}{K} > 400$$

**atau** hitung dan buktikan bahwa nilai  $x$  sangat kecil (  $< 5\%$  dari nilai  $C$  awal)

$$\frac{x \text{ yang diabaikan}}{C_i} \stackrel{?}{>} 0.05$$



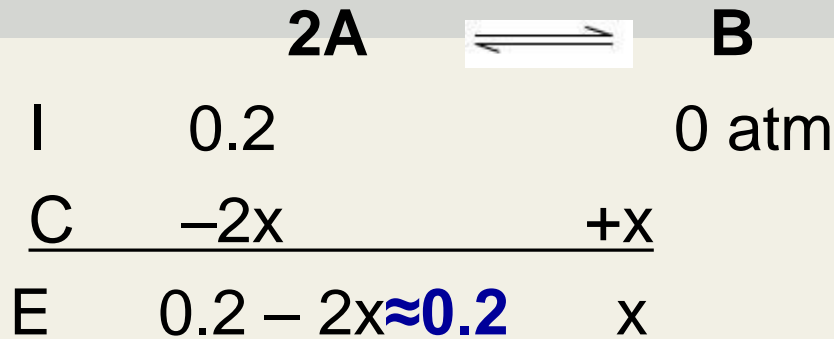
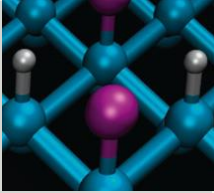
Untuk reaksi  $2A(g) \rightleftharpoons B(g)$

$K_p = 3,5 \times 10^{-16}$  pada  $25^\circ \text{C}$ .

Bila 0,2 atm gas A dimasukkan ke dalam wadah, berapa tekanan gas B yang berada dalam kesetimbangan?

→ memenuhi

$$\frac{C_i}{K} > 400$$

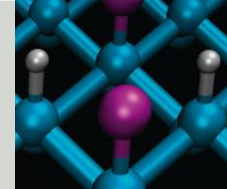


$$x = 1,4 \times 10^{-17} \Rightarrow [B]_{\text{kstb}} = 1,4 \times 10^{-17} \text{ atm}$$

$$3,5 \times 10^{-16} = \frac{x}{(0,2)^2}$$

**bukti:**  $1,4 \times 10^{-17} / 0,2 < 0,05$

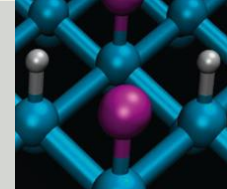




- **Reaksi asam lemah dengan air**

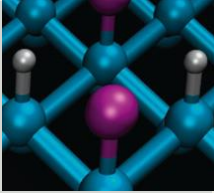


# Reaksi asam lemah dengan air



- Reaksi umum:





## Pasangan asam – basa konyugasi & nilai $K_a$ dan $K_b$

Reaksi antara asam dan air:

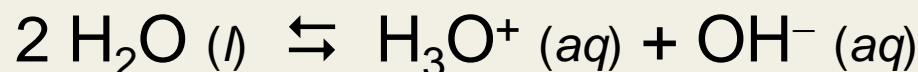
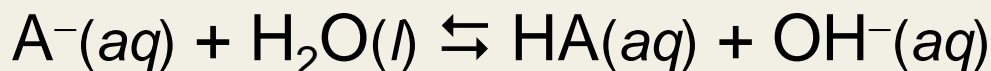
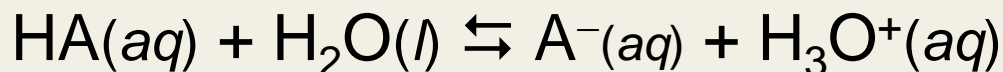
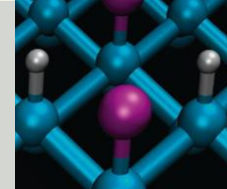


$$K_a = \frac{[\text{A}^-][\text{H}^+]}{[\text{HA}]}$$

Reaksi antara garam yang mengandung anion dari asam tersebut (= basa konyugasinya) dengan air



$$K_b = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]}$$



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

Untuk tiap pasangan asam – basa konjugasi berlaku:

$$K_a \times K_b = K_w = 1.0 \times 10^{-14} \quad (\text{pada } 25^\circ \text{C})$$