

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA
Universitas Gadjah Mada (UGM)

KINETIKA KIMIA Laju Reaksi

Drs. Iqmal Tahir, M.Si.

Laboratorium Kimia Fisika., Jurusan Kimia
Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam
Universitas Gadjah Mada, Yogyakarta, 55281

Tel : 087 838 565 047; Fax : 0274-565188
Email :
iqmal@ugm.ac.id atau iqmal.tahir@yahoo.com

Website :
http://iqmal.staff.ugm.ac.id
http://iqmaltahir.wordpress.com

Kajian reaksi

Kasus $\Delta_r G^\circ / \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

$$\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) \quad -16.63$$

$$\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad -237.19$$

Termodinamika: membuktikan reaksi berlangsung spontan (reaksi akan dapat berlangsung)

Termodinamika : tidak akan dapat menjawab

- Bagaimana reaksi dapat terjadi ?
- Berapa cepat reaksi terjadi ?
- Bagaimana mekanisme reaksi yang terjadi ?

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

Kajian reaksi

Kinetika kimia

$$\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g}) \quad T, P, \text{ katalis}$$

$$\text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad T, \text{ katalis}$$

Kinetika kimia

Mengkaji laju dan mekanisme suatu reaksi kimia

Sistem reaksi tidak berada dalam keadaan kesetimbangan

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

Laju reaksi

Laju reaksi dapat ditentukan dengan pengamatan perubahan konsentrasi spesies-spesiesnya baik dari sisi kuantitas reaktan atau produknya sebagai fungsi dari waktu.

$$\text{laju} = \frac{\text{konsentrasi}_{\text{akhir}} - \text{konsentrasi}_{\text{awal}}}{\text{waktu}_{\text{akhir}} - \text{waktu}_{\text{awal}}} = \frac{\Delta[\dots]}{\Delta t}$$

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

Laju reaksi

$$\text{laju} = \frac{\text{konsentrasi}_{\text{akhir}} - \text{konsentrasi}_{\text{awal}}}{\text{waktu}_{\text{akhir}} - \text{waktu}_{\text{awal}}} = \frac{\Delta[\dots]}{\Delta t}$$

Satuan laju = (satuan konsentrasi/satuan waktu)

Dalam SI : **mol/m³/s**

Secara praktis : **mol dm⁻³ s⁻¹** atau **mol dm⁻³ s⁻¹**

Untuk mempelajari laju reaksi :

- Identifikasi reaktan atau produk
- Perumusan reaksi yang terjadi
- Mengukur konsentrasi dari salah satu reaktan atau reaktan pada setiap selang waktu tertentu.
- Pengukuran salah satu spesies dengan cara kontinyu lebih bermanfaat.

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

Laju reaksi – contoh 1

Reaksi dekomposisi N_2O_5 :
Dinitrogen pentoksida mengikuti reaksi :

$$2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$$

Reaksi dapat dilangsungkan pada kondisi pelarut yang inert seperti CCl_4 . Saat N_2O_5 terdekomposisi, maka N_2O_4 masuk pada pelarut dan O_2 akan terlepas dan dapat diukur.

Pengukuran O_2 yang dihasilkan dapat dilakukan dengan mudah dengan menjaga temperatur konstan, pengadukan tabung untuk mencegah kejenuhan larutan.

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

Data pengamatan

(satuan mL O₂ pada kondisi STP.)

Time (s)	Volume STP O ₂ , mL
0	0
300	1.15
600	2.18
900	3.11
1200	3.95
1800	5.38
2400	6.50
3000	7.42
4200	8.75
5400	9.62
6800	10.17
7800	10.53

Plot data

The rate of O₂ production slows down with time.

Laju reaksi rata-rata :

- Dihitung berdasarkan laju pembentukan O₂ setiap selang waktu tertentu :

$$\text{Laju pembentukan O}_2 = \frac{\Delta \text{Vol O}_2}{\Delta t}$$

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

Laju pembentukan O₂

Time, s	Rate O ₂
0	
300	0.0038
600	0.0034
900	0.0031
1200	0.0028
1800	0.0024
2400	0.0019
3000	0.0015

Laju reaksi yang berlangsung cepat :
Dilakukan dengan pengukuran pada setiap selang waktu tertentu dan diambil tangen grafik pada konsentrasi awal :

Laju awal reaksi :
Laju pembentukan pada selang waktu awal ketika reaktan-reaktan mulai dicampurkan.

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

Laju reaksi dan stokhiometri pada contoh 1.

Untuk reaksi dekomposisi N₂O₅ maka stokhiometri dapat diterapkan untuk menghitung konsentrasi N₂O₅ dari reaksi:

$$2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 2\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$$

Untuk setiap mol O₂ yang terbentuk maka 2 mol N₂O₅ akan terdekomposisi. Laju reaksi menjadi :

$$r = \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = -\frac{1}{2} \cdot \frac{\Delta[\text{N}_2\text{O}_5]}{\Delta t}$$

Grafik reaksi :

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

Laju reaksi

Contoh 2:

$$\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_4\text{H}_9\text{OH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq})$$

Pada reaksi tersebut, konsentrasi reaktan butil khlorida C₄H₉Cl diukur pada variasi waktu.

Time, t(s)	[C ₄ H ₉ Cl] (M)
0.0	0.1000
50.0	0.0905
100.0	0.0820
150.0	0.0741
200.0	0.0671
300.0	0.0549
400.0	0.0448
500.0	0.0368
800.0	0.0200
10,000	0

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

Laju reaksi rerata untuk setiap interval adalah dinyatakan sebagai perubahan konsentrasi dibagi dengan perubahan waktu.

$$\text{Laju rerata} = \frac{\Delta[\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]}{\Delta t}$$

Time, t(s)	[C ₄ H ₉ Cl] (M)	Average Rate (M/s)
0.0	0.1000	1.9 × 10 ⁻⁴
50.0	0.0905	1.7 × 10 ⁻⁴
100.0	0.0820	1.6 × 10 ⁻⁴
150.0	0.0741	1.4 × 10 ⁻⁴
200.0	0.0671	1.22 × 10 ⁻⁴
300.0	0.0549	1.01 × 10 ⁻⁴
400.0	0.0448	0.80 × 10 ⁻⁴
500.0	0.0368	0.560 × 10 ⁻⁴
800.0	0.0200	
10,000	0	

- Catatan : Laju reaksi akan berkurang selama proses berlangsung.
- Hal ini karena setelah proses berlangsung maka jumlah tumbukan dari molekul-molekul reaktan akan semakin berkurang.

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

$$\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{C}_4\text{H}_9\text{OH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq})$$

- Plot dari konsentrasi lawan waktu untuk reaksi yang terjadi akan menghasilkan gambaran berikut.
- Slope garis (tangen kemiringan garis) pada setiap titik merupakan laju awal pada waktu tersebut.
- Semua reaksi akan selalu melambat selama proses berlangsung, konsekuensinya indikator terbaik untuk laju reaksi adalah ditentukan pada laju di awal reaksi.

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

Laju reaksi dan stokiometri pada contoh 2.

$C_4H_9Cl(aq) + H_2O(l) \longrightarrow C_4H_9OH(aq) + HCl(aq)$

- Pada reaksi ini, rasio dari C_4H_9Cl terhadap C_4H_9OH adalah 1:1.
- Jadi laju pengurangan C_4H_9Cl adalah sama dengan laju pertumbuhan C_4H_9OH .

Laju = $-\frac{\Delta[C_4H_9Cl]}{\Delta t} = \frac{\Delta[C_4H_9OH]}{\Delta t}$

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

Laju reaksi dan stokiometri (contoh 3)

Bagaimana jika rasio tidak 1:1?

$2 HI(g) \longrightarrow H_2(g) + I_2(g)$

maka,

laju = $-\frac{1}{2} \frac{\Delta[HI]}{\Delta t} = \frac{\Delta[I_2]}{\Delta t}$

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

Laju reaksi dan stokiometri

Secara umum, laju untuk reaksi

$aA + bB + \dots \rightarrow eE + fF + \dots$

laju = $r = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$

$= +\frac{1}{e} \frac{\Delta[E]}{\Delta t} = +\frac{1}{f} \frac{\Delta[F]}{\Delta t}$

Terlihat tentang laju reaksi bahwa perubahan laju reaksi sebagai fungsi dari perubahan konsentrasi.

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

Contoh :

Laju pembentukan NO (g) pada reaksi

$2NOBr(g) \rightarrow 2NO(g) + Br_2(g)$

adalah sebesar $1,6 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \text{dt}^{-1}$. Berapa laju konsumsi NOBr ?

Jawab :

Diketahui $\frac{d[NO]}{dt} = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \text{s}^{-1}$

$r = \frac{1}{2} \frac{d[NO]}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{d[NOBr]}{dt}$

sehingga $r = 0,5 \cdot 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \text{dt}^{-1} = 8 \cdot 10^{-5} \text{ M} \cdot \text{dt}^{-1}$

dan $\frac{d[NOBr]}{dt} = -2 \cdot r = 1,6 \cdot 10^{-4} \text{ M} \cdot \text{dt}^{-1}$

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

Konsentrasi dan Laju (contoh 1)

Hubungan antara laju awal dan konsentrasi dapat digambarkan dengan mengetahui tangen pada kurva reaksi dekomposisi N_2O_5 yang telah diukur

Time, s	Rate of N_2O_5 decomposition, m/s
0	$7,29 \times 10^{-5}$
300	$6,46 \times 10^{-5}$
600	$5,80 \times 10^{-5}$
900	$5,21 \times 10^{-5}$
1200	$4,69 \times 10^{-5}$
1800	$3,79 \times 10^{-5}$
2400	$3,04 \times 10^{-5}$
3000	$2,44 \times 10^{-5}$
4200	$1,59 \times 10^{-5}$
5400	$1,03 \times 10^{-5}$

Time, s	k_1, sec^{-1} (rate)[N_2O_5]
0	$3,65 \times 10^{-5}$
300	$3,59 \times 10^{-5}$
600	$3,60 \times 10^{-5}$
900	$3,62 \times 10^{-5}$
1200	$3,61 \times 10^{-5}$
1800	$3,64 \times 10^{-5}$
2400	$3,62 \times 10^{-5}$
3000	$3,59 \times 10^{-5}$
4200	$3,61 \times 10^{-5}$
5400	$3,58 \times 10^{-5}$

Data menunjukkan bahwa laju berbanding langsung dengan konsentrasi mengikuti hubungan :

laju = $r = k \cdot [N_2O_5]$

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM

Konsentrasi dan Laju (contoh 4)

$NH_4^+(aq) + NO_2^-(aq) \longrightarrow N_2(g) + 2 H_2O(l)$

Experiment Number	Initial NH_4^+ Concentration (M)	Initial NO_2^- Concentration (M)	Observed Initial Rate (M/s)
1	0.0100	0.200	$5,4 \times 10^{-7}$
2	0.0200	0.200	$10,8 \times 10^{-7}$
3	0.0400	0.200	$21,5 \times 10^{-7}$
4	0.0600	0.200	$32,3 \times 10^{-7}$
5	0.200	0.0202	$10,8 \times 10^{-7}$
6	0.200	0.0404	$21,6 \times 10^{-7}$
7	0.200	0.0606	$32,4 \times 10^{-7}$
8	0.200	0.0808	$43,3 \times 10^{-7}$

- Membandingkan eksperimen 1 dan 2, tampak jika $[NH_4^+]$ berlipat dua, maka laju awal reaksi juga berlipat dua.
- Membandingkan eksperimen 5 dan 6, tampak jika $[NO_2^-]$ berlipat dua, maka laju awal reaksi juga berlipat dua.

LABORATORIUM KIMIA FISIKA
Jurusan Kimia - FMIPA, UGM



Hal ini berarti

$$\text{Laju} \propto [\text{NH}_4^+]$$

$$\text{Laju} \propto [\text{NO}_2^-]$$

$$\text{Laju} \propto [\text{NH}_4^+][\text{NO}_2^-]$$

or

$$\text{Laju} = k [\text{NH}_4^+][\text{NO}_2^-]$$

Persamaan ini disebut sebagai persamaan laju reaksi dan k adalah konstanta laju reaksi.

Hukum laju reaksi

- Hukum laju reaksi menyatakan hubungan antara laju reaksi dan konsentrasi dari reaktan.
- Pangkat dari konsentrasi menunjukkan order reaksi terhadap masing-masing reaktan.
- Order reaksi secara keseluruhan adalah jumlahan dari masing-masing order untuk setiap reaktan.

Contoh :

$$\text{Laju} = k [\text{NH}_4^+][\text{NO}_2^-]$$

Order satu terhadap $[\text{NH}_4^+]$

Order satu terhadap $[\text{NO}_2^-]$

Order total adalah dua.

Hukum laju reaksi secara umum

- Persamaan laju reaksi:

$$r = k[A]^\alpha[B]^\beta \dots [L]^\lambda$$

k : konstanta laju reaksi (koefisien laju)

$k = f(T, P)$

$\alpha, \beta, \dots, \lambda$ adalah order reaksi atau order reaksi parsial

$\alpha + \beta + \dots + \lambda = n$ adalah order keseluruhan

Order reaksi

$$r = k_0$$

Order nol

$$r = k[A]$$

Order satu

$$r = k[A]^2$$

$$r = k[A][B]$$

Order dua

$$r = k[A]^2[B]$$

$$r = k[A][B]^2$$

Order tiga

$$r = k[A][B]^{-2}$$

Order minus satu

$$r = k[A][B]^{1/2}$$

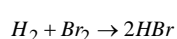
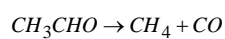
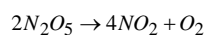
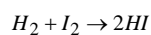
Order satu setengah

$$r = k[A][B]/(1 - [B]^{1/2})$$

Order kompleks

Persamaan laju reaksi

Reaksi	Persamaan laju reaksi	Order reaksi
$\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightarrow 2\text{HI}$	$r = k[\text{H}_2][\text{I}_2]$	
$2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$	$r = k[\text{N}_2\text{O}_5]$	
$\text{CH}_3\text{CHO} \rightarrow \text{CH}_4 + \text{CO}$	$r = k[\text{CH}_3\text{CHO}]^{3/2}$	
$\text{H}_2 + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{HBr}$	$r = \frac{k[\text{H}_2][\text{Br}_2]^{1/2}}{1 + j[\text{HBr}]/[\text{Br}_2]}$	



Catatan :

- Persamaan laju reaksi harus ditentukan secara eksperimen, merupakan persamaan empiris.
- Bentuk persamaan laju akan dapat menentukan mekanisme reaksi.