



BAB IV KINETIKA KIMIA

Disarikan dari berbagai sumber oleh :

Dr. Sri Handayani

Jurdik Kimia FMIPA

Disampaikan Oleh :

Dr. Kun Sri Budiasih

Yang dipelajari :

1

Pengertian

2

Persamaan Laju

3

Orde reaksi

4

Pengaruh Temperatur terhadap laju reaksi

5

Pengaruh Konsentrasi terhadap laju reaksi

6

Katalis

- 5 Reaksi Orde Nol
- 6 Reaksi Orde Satu
- 7 Reaksi Orde Dua
- 8 Waktu Paruh

POKOK BAHASAN (#7)

9

Model Teoritis Kinetika Kimia

10

Pengaruh Temperatur

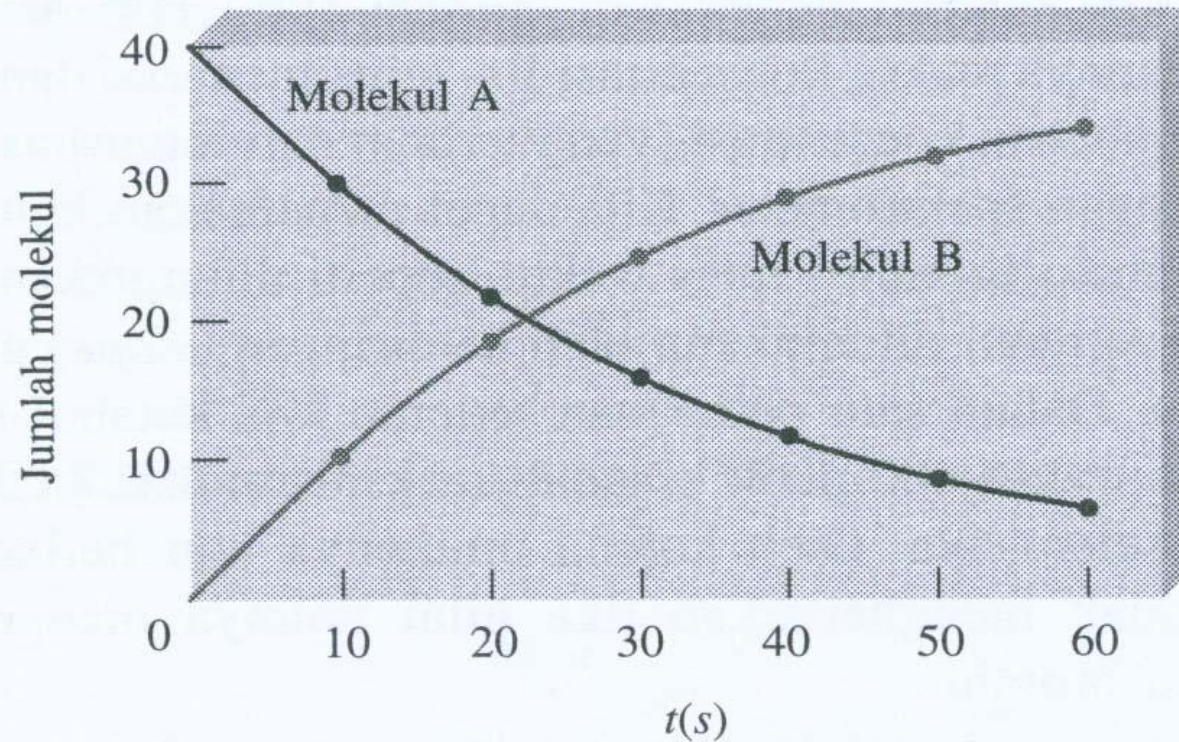
11

Mekanisme Reaksi

12

Katalisis

Apakah laju reaksi itu.....?



Laju reaksi $A \longrightarrow B$

KONSEP LAJU REAKSI

- ➔ Laju reaksi kimia adalah perubahan konsentrasi pereaksi atau produk dalam suatu satuan waktu.
- ➔ Laju reaksi dapat dinyatakan sebagai laju berkurangnya konsentrasi suatu pereaksi atau laju bertambahnya konsentrasi suatu produk persatuan waktu.



$$\text{Laju reaksi} = -\frac{d[A]}{dt} = \frac{d[B]}{dt}$$

Perhatikan reaksi berikut :



Persamaan di atas dapat diartikan tiga mol A berkurang untuk setiap mol B yang terbentuk.

Atau laju berkurangnya A adalah tiga kali lebih cepat

dibandingkan terbentuknya B. Sehingga laju reaksi tersebut :

$$\text{Laju reaksi} = -\frac{1}{3} \frac{d[A]}{dt} = \frac{d[B]}{dt}$$

Secara umum, untuk reaksi : $aA + bB \longrightarrow cC + dD$

PENENTUAN PERSAMAAN LAJU

Mempelajari laju reaksi berarti :

- menentukan pers. Laju
- menentukan tetapan laju
- menentukan orde reaksi

Pers. laju, tetapan laju dan orde reaksi merupakan hasil eksperimen.

Data kinetika pada umumnya berupa informasi tentang konsentrasi pereaksi atau hasil reaksi pada berbagai waktu

CARA PENENTUAN PERSAMAAN LAJU

1. Cara Laju Awal

Laju diukur pada saat awal reaksi untuk berbagai konsentrasi awal pereaksi

Misal : $A + B \longrightarrow$ Produk

$$\text{Laju reaksi} = V = k [A]^a [B]^b$$

Konsentrasi awal A : $[A]_o$

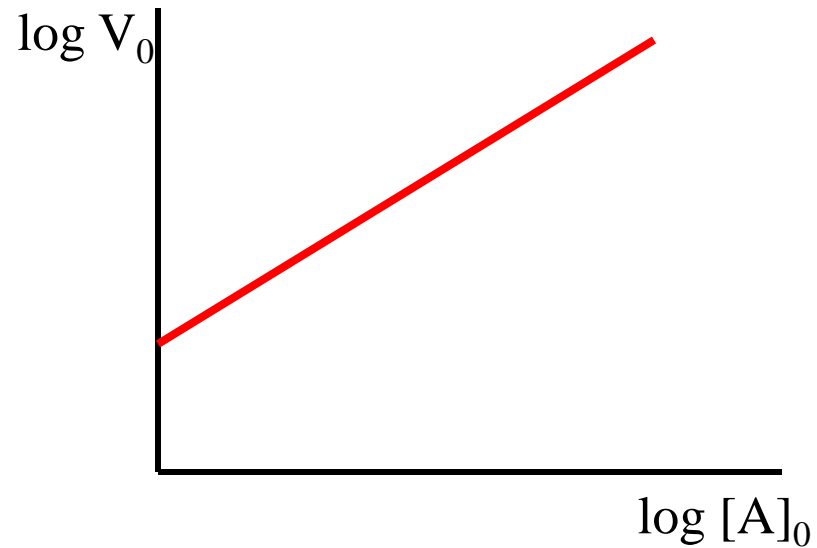
Konsentrasi awal B : $[B]_o$

Maka laju awal adalah : $V_o = k [A]_o^a [B]_o^b$

Logaritma persamaan di atas menghasilkan :

$$\log V_o = \log k + a \log [A]_o + b \log [B]_o$$

$\log V_o = \log k + a \log [A]_o + b \log [B]_o$
Untuk $[B]$ tetap \rightarrow dibuat grafik $\log V_o$ terhadap $\log [A]_o$



Slope = $\text{tg } \alpha = a$

Intersep = $\log k$

2. Cara Integrasi atau Grafik

Untuk membuktikan orde reaksi

★ REAKSI ORDE 1

Reaksi orde 1 adalah reaksi-reaksi yang lajunya berbanding langsung hanya dengan konsentrasi satu senyawa



$$\text{Laju reaksi} = - \frac{d[A]}{dt} = k [A]$$

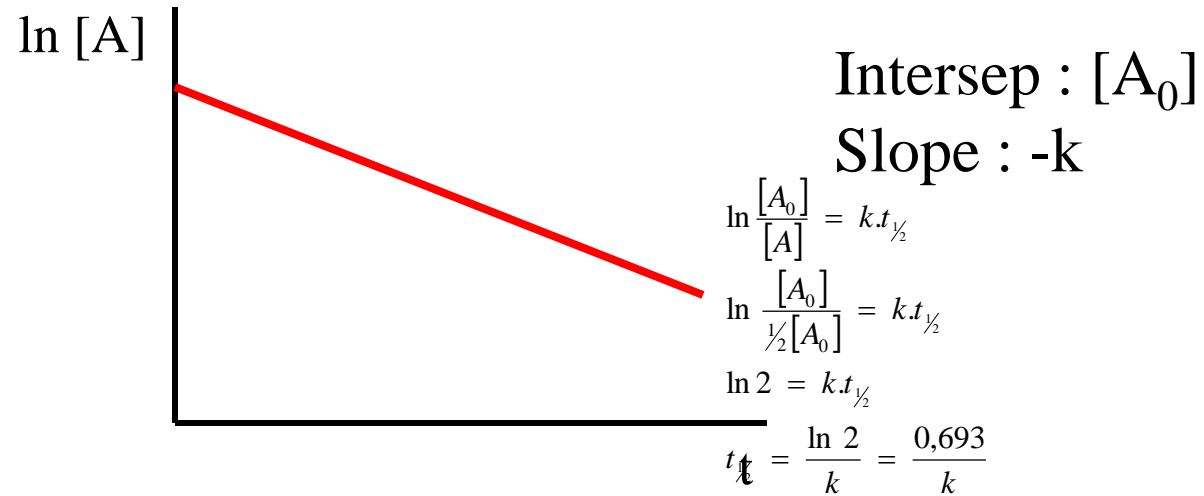
Hasil eksperimen memberikan harga konsentrasi A pada berbagai waktu. Jika konsentrasi pada $t = 0$ adalah A_0 dan pada t tertentu konsentrasi A adalah A, maka integrasinya :

$$- \int_{A_0}^A \frac{d[A]}{A} = k \int_0^t dt$$

$$- \ln \frac{[A]}{[A_0]} = k.t$$

$$\ln [A] = - k.t + \ln [A_0]$$

Grafik reaksi orde 1 \longrightarrow plot $\ln [A]$ thd t membentuk garis lurus.



Waktu paruh ($t_{1/2}$)

Pada saat $t = t_{1/2}$ maka $A = 1/2 A_0$



REAKSI ORDE 2

Reaksi dikatakan memiliki orde 2, jika laju reaksi sebanding dengan kuadrat konsentrasi salah satu pereaksi atau dengan hasil kali konsentrasi dua pereaksi yang masing-masing dipangkatkan satu



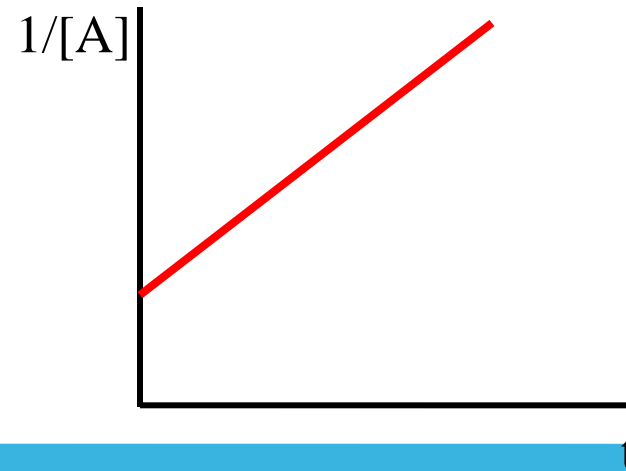
1. Jika konsentrasi awal kedua pereaksi sama

$$\text{Laju reaksi} = -\frac{d[A]}{dt} = k[A]^2$$

$$-\int_{A_0}^A \frac{d[A]}{A} = k \int_0^t dt$$

$$\left(\frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A_0]} \right) = k.t$$

$$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A_0]} + k.t$$



Intersep : $1/[A_0]$
Slope : k

Waktu paruh orde 2

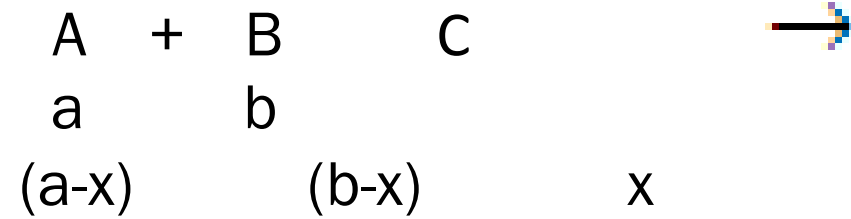
Pada saat $t = t_{1/2}$ maka $[A] = \frac{1}{2} [A_0]$

$$\frac{1}{\frac{1}{2}[A_0]} - \frac{1}{[A_0]} = k \cdot t_{1/2}$$

$$\frac{2}{[A_0]} - \frac{1}{[A_0]} = k \cdot t_{1/2}$$

$$t_{1/2} = \frac{1}{k[A_0]}$$

2. Jika konsentrasi awal kedua reaktan tidak sama



$$V = \frac{dx}{dt} = k [A] [B]$$

$$\frac{dx}{dt} = k (a-x)(b-x)$$

$$\frac{dx}{(a-x)(b-x)} = k dt$$

$$\int \frac{dx}{(a-x)(b-x)} = k \int dt$$

Gunakan aturan integral parsial

$$\frac{1}{(a-x)(b-x)} = \frac{A}{(a-x)} + \frac{B}{(b-x)}$$

$$\frac{(a-x)(b-x)}{(a-x)(b-x)} = A(b-x) + B(a-x)$$

$$1 = A(b-x) + B(a-x)$$

Misal : $x = b \rightarrow 1 = B(a-b) \rightarrow B = \frac{1}{(a-b)}$

$$x = a \rightarrow 1 = A (b - a) \rightarrow A = \frac{1}{(b - a)} = \frac{-1}{(a - b)}$$

$$1 = A (b - x) + B (a - x)$$

$$1 = \frac{-(b - x)}{(a - b)} + \frac{(a - x)}{(a - b)}$$

$$\int \frac{-(b - x)}{(a - b)} \frac{dx}{(a - x)(b - x)} + \int \frac{(a - x)}{(a - b)} \frac{dx}{(a - x)(b - x)}$$

$$\frac{-1 dx}{(a - b)(a - x)} + \frac{1 dx}{(a - b)(b - x)} = k dt$$

$$\frac{1}{(a - b)} \left[\frac{-dx}{(a - x)} + \frac{dx}{(b - x)} \right] = k dt$$

$$\frac{1}{(a-b)} \int_0^x \left[\frac{-dx}{(a-x)} + \frac{dx}{(b-x)} \right] = k \int dt$$

$$\frac{1}{(a-b)} [\ln(a-x) - \ln(b-x)] \Big|_0^x = k t$$

$$\frac{1}{(a-b)} [(\ln(a-x) - \ln(b-x)) - (\ln(a) - \ln(b))] = k t$$

$$\frac{1}{(a-b)} [\ln(a-x) - \ln(b-x) - \ln a + \ln b] = k t$$

$$\frac{1}{(a-b)} [\ln b(a-x) - \ln a(b-x)] = k t$$

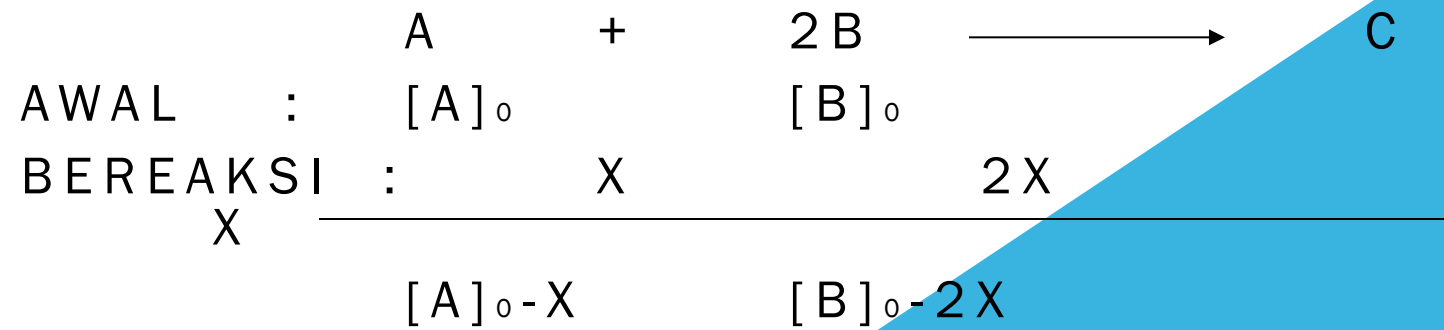
$$\frac{1}{(a-b)} \ln \frac{b(a-x)}{a(b-x)} = k t$$

★ REAKSI ORDE 3

1. Jika konsentrasi awal pereaksi sama

$$\int_{c_0}^c \frac{d[C]}{[C]^3} = -k \int_0^t dt$$
$$-\frac{1}{2} \left[\frac{1}{[C]^2} - \frac{1}{[C_0]^2} \right] = -k.t$$
$$\frac{1}{[C]^2} = \frac{1}{[C_0]^2} + 2k.t$$

2. Jika konsentrasi awal pereaksi tidak sama



$$[B]_0 = 2[A]_0$$

$$\begin{aligned}
 -\frac{d[A]}{dt} &= k[A][B]^2 \\
 &= k([A]_0 - x)(2([A]_0 - x))^2 \\
 &= 4k([A]_0 - x)^3
 \end{aligned}$$

$$\int_{[A]_0}^{[A]} \frac{d[A]}{4[A]^3} = \int_{[A]_0}^{[A]} k dt$$

$$\frac{1}{8} [A]^{-2} \Big|_{[A]_0}^{[A]} = kt$$

$$\frac{1}{8} \left(\frac{1}{[A]^2} - \frac{1}{[A]_0^2} \right) = kt$$

$$\int_{[A]_{0-}}^{[A]} \frac{d[A]}{4[A]^3} = \int_{[A]_0}^{[A]} k dt$$

$$\frac{1}{8} [A]^{-2} \Big|_{[A]_0}^{[A]} = kt$$

$$\frac{1}{8} \left(\frac{1}{[A]^2} - \frac{1}{[A]_0^2} \right) = kt$$

$$\frac{1}{[A]^2} - \frac{1}{[A]_0^2} = 8kt$$

$$[B] = 2 [A]_0 - 2X$$

$$[B] = 2 \{ [A]_0 - X \}$$

$$\frac{-d[A]}{dt} = k[A][B]^2$$

$$= k([A]_0 - x)(2[A]_0 - x)^2$$

$$= k([A]_0 - x)(4\{[A]_0 - x\}^2)$$

$$= k4([A]_0 - x)^3$$

$$= k4[A]^3$$

PENGARUH TEMPERATUR TERHADAP LAJU REAKSI

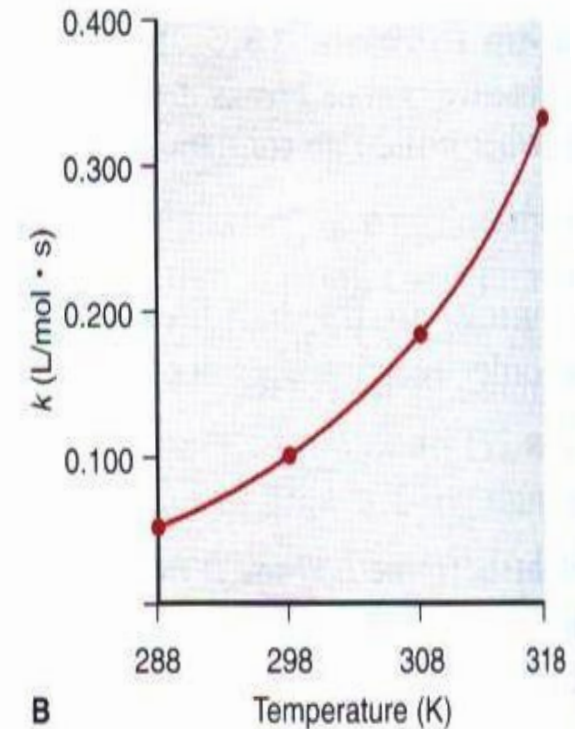
Expt	[Ester]	[H ₂ O]	T (K)	Rate (mol/L · s)	<i>k</i> (L/mol · s)
1	0.100	0.200	288	1.04×10^{-3}	0.0521
2	0.100	0.200	298	2.02×10^{-3}	0.101
3	0.100	0.200	308	3.68×10^{-3}	0.184
4	0.100	0.200	318	6.64×10^{-3}	0.332

A

Figure 16.10 Dependence of the rate constant on temperature.

A, In the hydrolysis of an ester, when reactant concentrations are held constant and temperature increases, the rate and rate constant increase. Note the approximate doubling of *k* with each 10 K (10°C) temperature rise.

B, A plot of the rate constant vs. temperature for this reaction shows a smoothly increasing curve.



B

PERSAMAAN ARRHENIUS

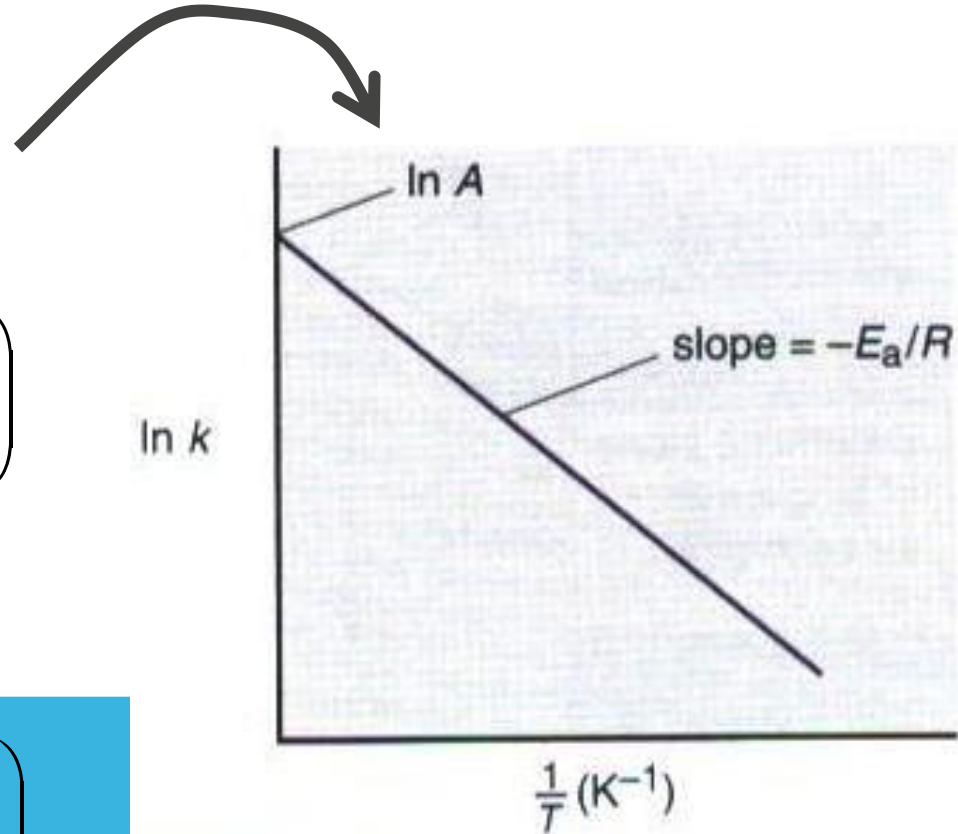
$$k = Ae^{-Ea/RT}$$

$$\ln k = \ln A - \frac{Ea}{R} \left(\frac{1}{T} \right)$$

$$\ln k_2 = \ln A - \frac{Ea}{R} \left(\frac{1}{T_2} \right)$$

$$\ln k_1 = \ln A - \frac{Ea}{R} \left(\frac{1}{T_1} \right)$$

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = - \frac{Ea}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$



PENGARUH KONSENTRASI DAN TEMPERATUR

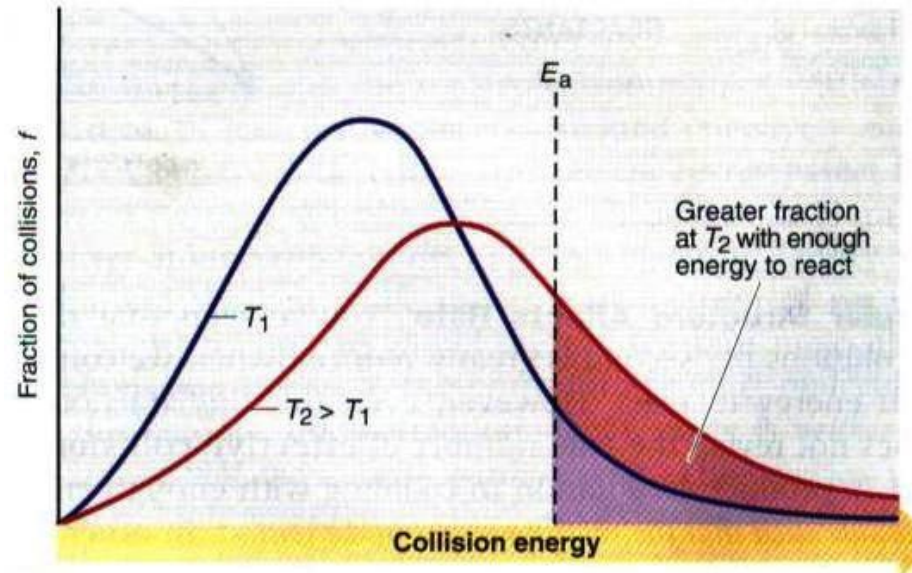
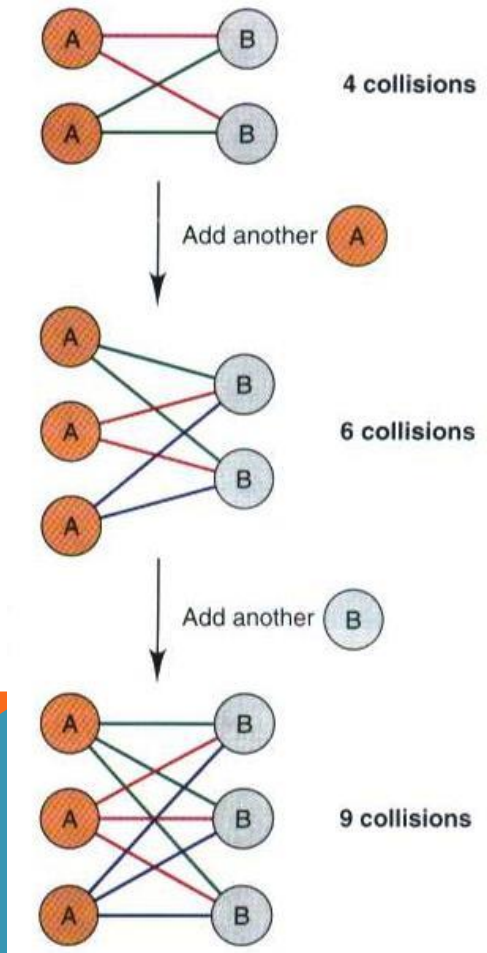


Table 16.5 The Effect of E_a and T on the Fraction (f) of Collisions with Sufficient Energy to Allow Reaction

E_a (kJ/mol)	f (at $T = 298$ K)
50	1.70×10^{-9}
75	7.03×10^{-14}
100	2.90×10^{-18}
T	f (at $E_a = 50$ kJ/mol)
25°C (298 K)	1.70×10^{-9}
35°C (308 K)	3.29×10^{-9}
45°C (318 K)	6.12×10^{-9}

CONTOH SOAL

1. Dari hasil pengamatan reaksi antara NO dengan Br₂:



menghasilkan data sebagai berikut :

Percobaan ke :	Konsentrasi awal Mol/dm ³		Kecepatan awal pembentukan NOBr mol/dm ³ .dt
	NO	Br ₂	
1	0,10	0,10	12
2	0,10	0,20	24
3	0,10	0,30	36
4	0,20	0,10	48
5	0,30	0,10	108

Tentukan orde reaksi dan konstanta reaksi !

Jawab :

$$V = k [\text{NO}]^x [\text{Br}_2]^y$$

Pada percobaan 1 s/d 3, konsentrasi NO konstan, sedangkan Br_2 bervariasi. Jadi laju reaksi yang bervariasi akibat perubahan konsentrasi Brom,

Br_2	V
$1 \times 0,10$	1×12
$2 \times 0,10$	2×12
$3 \times 0,10$	3×12

Jadi $V \approx [\text{Br}_2]^1$ berarti reaksi orde 1 terhadap Brom

Pada percobaan 1, 4 dan 5 konsentrasi Brom tetap, konsentrasi NO bervariasi, jadi variasi laju reaksi akibat dari variasi konsentrasi NO.

NO	V
$1 \times 0,01$	1×12
$2 \times 0,01$	4×12 atau $2^2 \times 12$
$3 \times 0,10$	9×12 atau $3^2 \times 12$

Jadi $V \approx [\text{NO}]^2$ berarti reaksi orde 2 terhadap NO

$$V \text{ total} = k [\text{NO}]^2 [\text{Br}_2]^1$$

Orde reaksi = (2 + 1) = 3

Dari percobaan 1 didapatkan data :

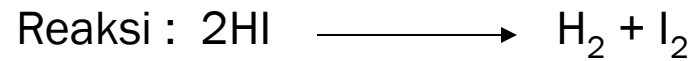
$$12 \text{ mol/dm}^3 \text{ dt} = k (0,10 \text{ mol/dm}^3)^2 (0,10 \text{ mol/dm}^3)^1$$
$$= k (0,0010 \text{ mol}^3/\text{dm}^9)$$

$$k = \frac{12 \text{ mol/dm}^3 \text{ dt}}{0,0010 \text{ mol}^3 / \text{dm}^9}$$
$$= 1,2 \cdot 10^4 \text{ dm}^9 \text{ mol}^{-2} \text{ dt}^{-1}$$

2. Suatu wadah berisi hidrogen iodida dengan konsentrasi sebesar 0,040 M, Laju penguraian HI ditentukan sebesar $8,0 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} \text{ S}^{-1}$.

Berapakah laju reaksi pada temperatur yang sama, bila konsentrasi HI dikurangi menjadi 0,010 M, diketahui orde reaksi sama dengan 2?

Jawab:



$$\text{Persamaan lajun} = k [\text{HI}]^2$$

$$\text{Untuk laju pertama} \longrightarrow 8,0 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} \text{ S}^{-1} = k (0,04 \text{ M})^2$$

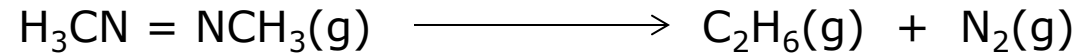
$$\text{Untuk laju kedua} \longrightarrow \text{laju 2} = k (0,010 \text{ M})^2$$

dari persamaan di atas diperoleh,

$$k = \frac{8,0 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} \text{ S}^{-1}}{(0,040 \text{ M})^2} = \frac{\text{Laju 2}}{(0,010 \text{ M})^2}$$

$$\text{Laju 2} = \frac{(8,0 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} \text{ S}^{-1})(0,010 \text{ M})^2}{(0,040 \text{ M})^2} = 5,0 \times 10^{-7} \text{ mol L}^{-1} \text{ S}^{-1}$$

3. Reaksi dekomposisi termal pada suhu 298°C adalah sbb :



Data :

t (menit)	10,0	21,0	35,0	~
P (torr)	491,9	548,0	609,0	861,6

- Buktikan bahwa reaksi mengikuti persamaan laju orde 1
- Hitung harga tetapan laju pada suhu 320,6°C, jika $t_{1/2} = 9,5$ menit
- Berapakah harga E_a

Data diatas menunjukkan adanya t ~, yang berarti reaktan pada saat itu habis → kondisi reaktan pada saat t = 0 adl P = 861,6 torr

Dibuat data baru antara t dengan reaktan

t (menit)	0	10,0	21,0	35,0
P (torr)	861,6	369,7	313,6	252,6
ln P reaktan	6,8	5,9	5,7	5,5

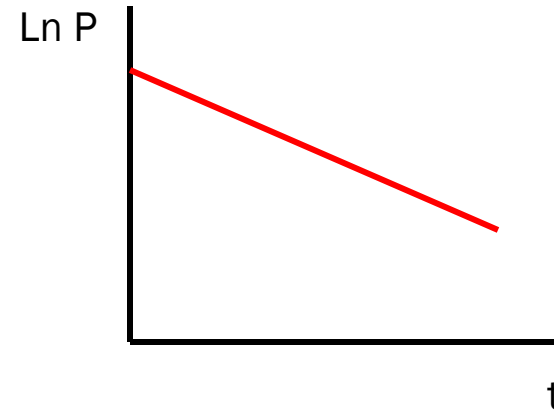
a. Pembuktian reaksi orde 1

$$-\frac{dP}{dt} = kP$$

$$-\int_{A_0}^A \frac{dP}{P} = \int k \cdot dt$$

$$-(\ln P - \ln P_0) = kt$$

$$\ln P = \ln P_0 - kt$$



b. $slope = -k = \frac{5,7-5,9}{21-10} = -0,0182$

$$k = 0,0182$$

$$\bar{k} = 0,032$$

$$T = 320,6^\circ\text{C} = 593,6 \text{ K}$$

$$t_{1/2} = 9,5 \text{ menit}$$

$$k = \frac{0,693}{9,5 \text{ menit}} = 0,073 \text{ menit}^{-1}$$

$$T = 298^\circ\text{C} = 571 \text{ K}$$

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{0,032} = 21,66 \text{ menit}$$

$$k = A.e^{-Ea/RT}$$

$$\ln k = \ln A - \frac{Ea}{RT} \quad \text{diturunkan terhadap } T$$

$$\int_{0,032}^{0,073} d \ln k = \int_{571}^{593,6} \frac{Ea}{RT^2} dT$$

$$\ln \frac{0,073}{0,032} = - \frac{Ea}{R} \left(\frac{1}{593,6} - \frac{1}{571} \right) K^{-1}$$

$$0,825 = - \frac{Ea}{R} \left(-6,67 \times 10^{-5} K^{-1} \right)$$

$$- Ea = \frac{0,825 \cdot 8,314 J mol^{-1} K^{-1}}{-6,67 \times 10^{-5} K^{-1}}$$

$$= 102,87 kJ mol^{-1}$$

SOAL LATIHAN

- Salah satu reaksi gas yang terjadi dalam kendaraan adalah:
 $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{CO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$
Laju = $k[\text{NO}_2]^m[\text{CO}]^n$
 - Jika diketahui data sebagai berikut, tentukan orde reaksi keseluruhan

Eksperimen	Laju awal (mol/L.s)	[NO ₂] awal (mol/L)	[CO] awal (mol/L)
1	0,0050	0,10	0,10
2	0,080	0,40	0,10
3	0,0050	0,10	0,20

2. Penggabungan kembali atom-atom iodium dalam fasa gas dan yang mengandung argon mempunyai laju awal sbb :

$[I]_0/10^{-5}M$	1,0	2,0	4,0	6,0
Laju awal (M/det)	a. $8,7 \times 10^{-4}$	$3,48 \times 10^{-3}$	$1,39 \times 10^{-2}$	$3,13 \times 10^{-2}$
	b. $4,35 \times 10^{-3}$	$1,74 \times 10^{-2}$	$6,96 \times 10^{-2}$	$1,57 \times 10^{-1}$
	c. $8,69 \times 10^{-3}$	$3,47 \times 10^{-2}$	$1,38 \times 10^{-1}$	$3,13 \times 10^{-1}$

Konsentrasi Ar pada keadaan : a. $1,0 \times 10^{-3} M$
 b. $5,0 \times 10^{-3} M$
 c. $1,0 \times 10^{-2} M$

Tentukan orde reaksi dan tetapan laju penggabungan tsb dengan Menggunakan cara laju awal, dimanareaksinya dapat ditulis sbb :



3. The initial rate of formation of a substance J depended on concentration as follows :

$[J]_0/10^{-3} \text{ M}$	5,0	8,2	17	30
$V_{j,0}/10^{-7} \text{ Ms}^{-1}$	3,6	9,6	41	130

Find the order of reaction and the rate constant

4. Siklobutana (C_4H_8) terdekomposisi pada 1000°C menjadi dua molekul etilen (C_2H_4) dengan konstanta laju reaksi orde satu 87 s^{-1}
- Jika konsentrasi awal siklobutana $2,00 \text{ M}$ berapa konsentrasinya setelah $0,010 \text{ s}$?
 - Berapa fraksi siklobutana terdekomposisi pada waktu tersebut

5. Harga tetapan laju k dari suatu reaksi pada berbagai suhu diamati sbb:

T (K)	250	300	350	400	450	500
k	0,042	0,240	0,894	2,356	5,039	9,311

Bila data tersebut diinterpretasikan berdasarkan hubungan Arrhenius,

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT}$$

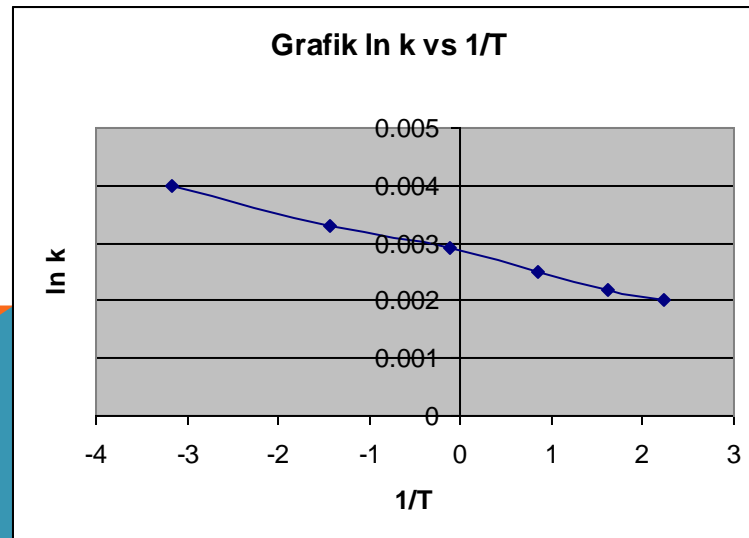
Tentukan harga A dan energi pengaktifan E_a

Jawab :

$$k = A \cdot e^{-Ea/RT}$$

$$\ln k = \ln A - \frac{Ea}{RT}$$

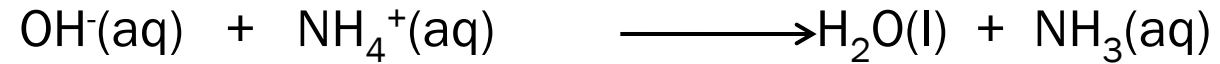
1/T	0,004	0,0033	0,0029	0,0025	0,0022	0,002
ln k	-3,17	-1,43	-0,11	0,86	1,62	2,23



$$-\frac{Ea}{R} = \frac{-1,43 - (-3,17)}{0,0033 - 0,004} = -2485,714$$

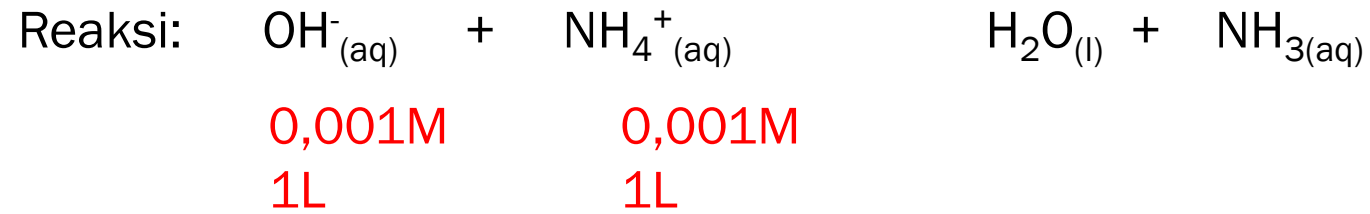
$$Ea = 2485,714 \times 0,082 = 2,04 \cdot 10^2$$

6. Laju reaksi :



adalah orde pertama bagi konsentrasi OH^- maupun NH_4^+ , dan tetapan laju k pada 20°C adalah $3,4 \times 10^{10} \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$. Andaikan $1,00 \text{ L}$ larutan NaOH $0,0010 \text{ M}$ dengan cepat dicampurkan dengan larutan $0,0010 \text{ M}$ NH_4Cl dengan volume yang sama, hitunglah waktu (dalam detik) yang diperlukan agar konsentrasi OH^- turun menjadi $1,0 \times 10^{-5} \text{ M}$.

Jawab :



$$-\frac{d[\text{OH}^-]}{dt} = k \cdot [\text{OH}^-][\text{NH}_4^+] = k \cdot [\text{OH}^-]^2$$

$$-\int_{[\text{OH}^-]_0}^{[\text{OH}^-]_t} \frac{d[\text{OH}^-]}{[\text{OH}^-]^2} = \int k \cdot dt$$

$$\frac{1}{[\text{OH}^-]_t} - \frac{1}{[\text{OH}^-]_0} = k \cdot t$$

$$\frac{1}{10^{-5} \text{ mol} / 1\text{L}} - \frac{1}{10^{-3} \text{ mol} / 2\text{L}} = 3,4 \cdot 10^{10} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \cdot t$$

$$\frac{1\text{L}}{10^{-5} \text{ mol}} - \frac{2\text{L}}{10^{-3} \text{ mol}} = 3,4 \cdot 10^{10} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \cdot t$$

$$98.000 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} = 3,4 \cdot 10^{10} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} \cdot t$$

$$\begin{aligned} \text{Jadi: } t &= \frac{98.10^3 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}}{3,4 \cdot 10^{10} \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}} \\ &= 2,88 \cdot 10^{-6} \text{ s} \end{aligned}$$

7. Reaksi $2A \longrightarrow P$ mempunyai hukum laju orde kedua dengan $k = 3,50 \times 10^{-4} \text{M}^{-1}\text{s}^{-1}$. Hitunglah waktu yang diperlukan agar konsentrasi A berubah dari 1,260 M menjadi 0,011 M
8. Buktikan bahwa $t_{1/2} \propto 1/[A_0]^{n-1}$ untuk reaksi yang mempunyai orde ke-n terhadap A
9. Suatu zat terdekomposisi menurut reaksi $2A \longrightarrow P$ dengan hukum laju orde kedua dan $k = 2,62 \times 10^{-3} \text{M}^{-1}\text{s}^{-1}$. Berapakah waktu paruh A jika $[A]_0 = 1,70 \text{M}$?

TUGAS KELOMPOK

1. Tekanan parsial azometana sbg fungsi waktu pada 600K ditunjukkan sbb:

t/detik	0	1000	2000	3000	4000
P/10 ⁻² mmHg	8,20	5,72	3,99	2,78	1,94

Tunjukkan reaksi penguraian azometana



2. Reaksi fase gas 2A → B diikuti metode spekofotometri memberikan hasil sbb:

t/detik	0	10	20	30	40	~
[B] / M	0	0,089	0,153	0,200	0,230	0,312

Tentukan orde dan tetapan laju reaksi

3. Buktikan bahwa penguraian azometana merupakan orde satu dan carilah konstanta lajunya. Data konsentrasi dari azometana sebagai fungsi waktu adalah sebagai berikut :

$t / 10^2$	0	10	20	30	40
$[Azo] / 10^{-1} M$	2,2	1,53	1,07	0,75	0,52

4. Suatu reaksi $2NO_2 \longrightarrow 2NO + O_2$ adalah orde satu dengan harga tetapan laju = $3,06 \times 10^{-5} \text{ menit}^{-1}$
- Tentukan waktu pada saat konsentrasi oksigen yang terbentuk sama dengan konsentrasi NO_2 sisa
 - Berapa konsentrasi NO yang terbentuk
5. Hubungan laju awal dengan konsentrasi awal J pada pembentukan senyawanya adalah sebagai berikut :

$[J]_0 / 10^{-3} M$	5,0	8,2	17	30
$V_{j,0} / 10^{-7} MS^{-1}$	3,6	9,6	41	130

Tentukan orde dan harga tetapan laju reaksi

6. Berlangsungnya reaksi antara atom Bromium dan Cl_2O diikuti dengan mengukur konsentrasi radikal ClO , jika konsentrasi awal atom Bromium dan Cl_2O adalah $12,2 \times 10^{-6} \text{ M}$ dan $24,4 \times 10^{-6} \text{ M}$. Hitung tetapan laju reaksi.



t/ μs	10	20	30	40	50	60	70	80	100
$\text{ClO}/10^{-6}\text{M}$	1,68	2,74	3,66	4,7	5,6	6,19	6,55	7,40	7,84

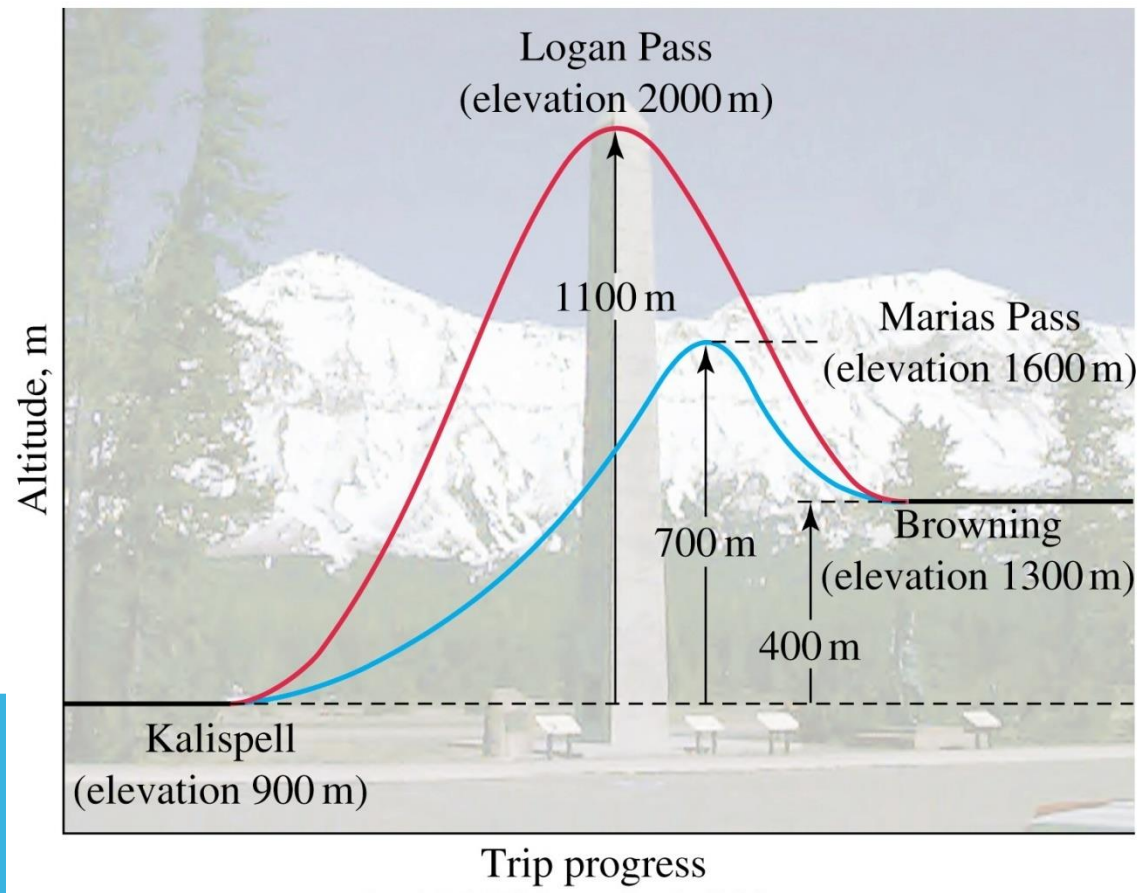
7. Tetapan laju dekomposisi N_2O_5 dalam reaksi $2 \text{N}_2\text{O}_5 \xrightarrow{4} 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ adalah $388 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$. Tentukan :
- Orde untuk reaksi tersebut
 - Waktu paruh N_2O_5
 - Tekanan parsial N_2O_5 pada $t = 100\text{s}$, jika diketahui $P_0 = 500 \text{ Torr}$
8. Tetapan laju suatu reaksi berubah oleh suhu dinyatakan sebagai persamaan :

$$\ln k = -\frac{11067}{T} + 31,33$$

Tentukan besarnya energi aktivasi dan harga tetapan pra-eksponensial

EFFECT OF CATALYST ON REACTION

Enhances reaction rate by reducing the activation energy



DEFINISI KATALIS

Definisi Katalis oleh Bell :

Suatu zat yg muncul dlm ungkapan laju dg pangkat lebih tinggi dr yg ada dlm pers stoikiometri

Contoh :

A + B → produk

$$r = k [A] [B]^{3/2}$$

maka menurut Bell, B tdk hanya sbg pereaksi ttp jg berfungsi sbg katalis

Definisi praktis : →

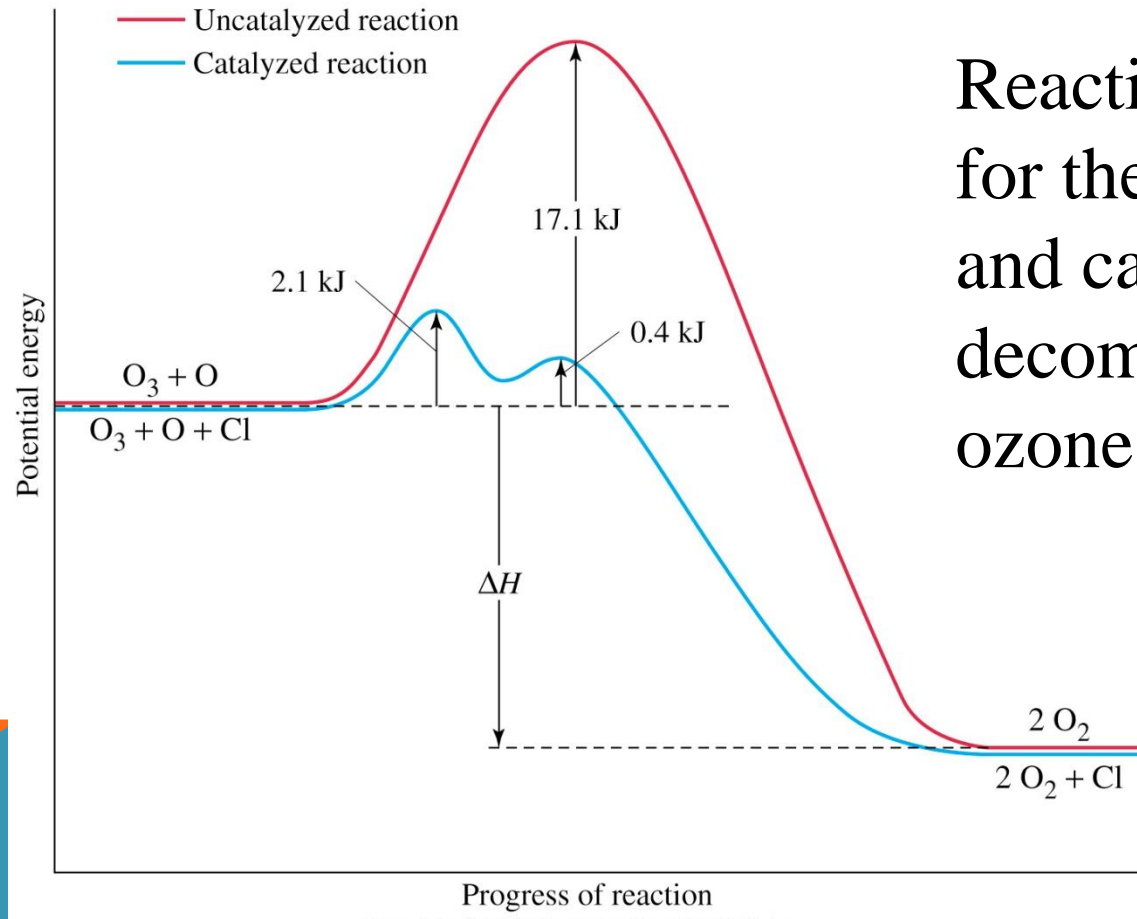
Katalis adl suatu zat yg mempercepat suatu reaksi kimia, dg tanpa memperhatikan apa yg terj pada zat tsb

Contoh :

AlCl₃ pada reaksi alkilasi (Friedel Kraft)



HOMOGENEOUS CATALYSIS

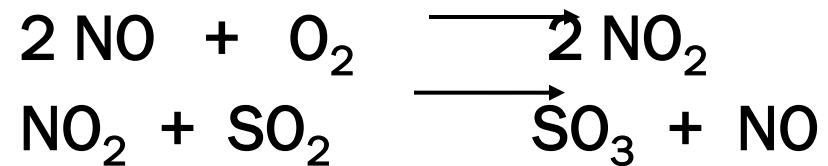


Reaction profile
for the uncatalyzed
and catalyzed
decomposition of
ozone

KATALISIS HOMOGEN FASA GAS

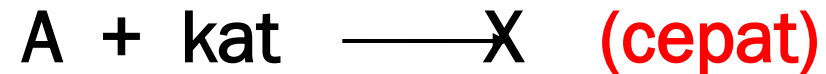


Dapat dipercepat oleh adanya NO, dengan mekanisme :



MEKANISME KATALISIS

Secara umum, mekanisme katalisis adl sbb:

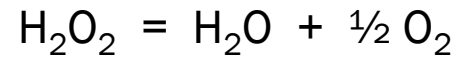


$$\frac{d[\text{hasil}]}{dt} = k [A] [B]$$

dt

dapat diselesaikan berdasarkan pendekatan steady state atau kesetimbangan

Contoh Katalisis dlm Fasa Cair : Penguraian H_2O_2

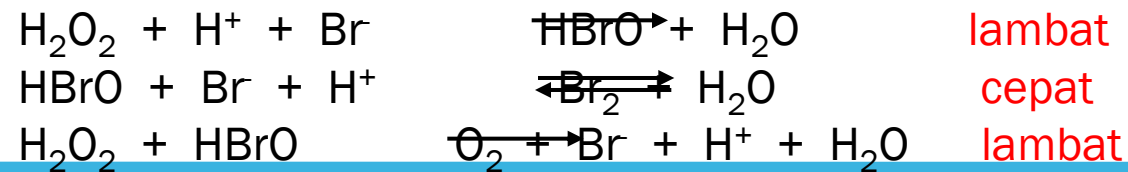


Merupakan bahan bakar roket
shg Utk menyimpan 1 mol O_2 lebih
praktis dlm bentuk H_2O_2

Penguraian tsb dikatalisis oleh HBr

$$\frac{-d[\text{H}_2\text{O}_2]}{dt} = k [\text{H}^+] [\text{Br}^-] [\text{H}_2\text{O}_2]$$

Mekanisme :



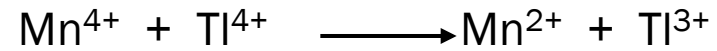
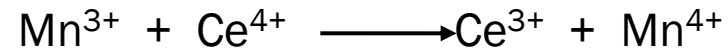
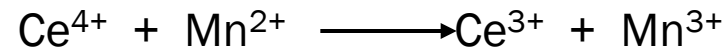
Contoh :



Secara termodinamika : sangat mungkin

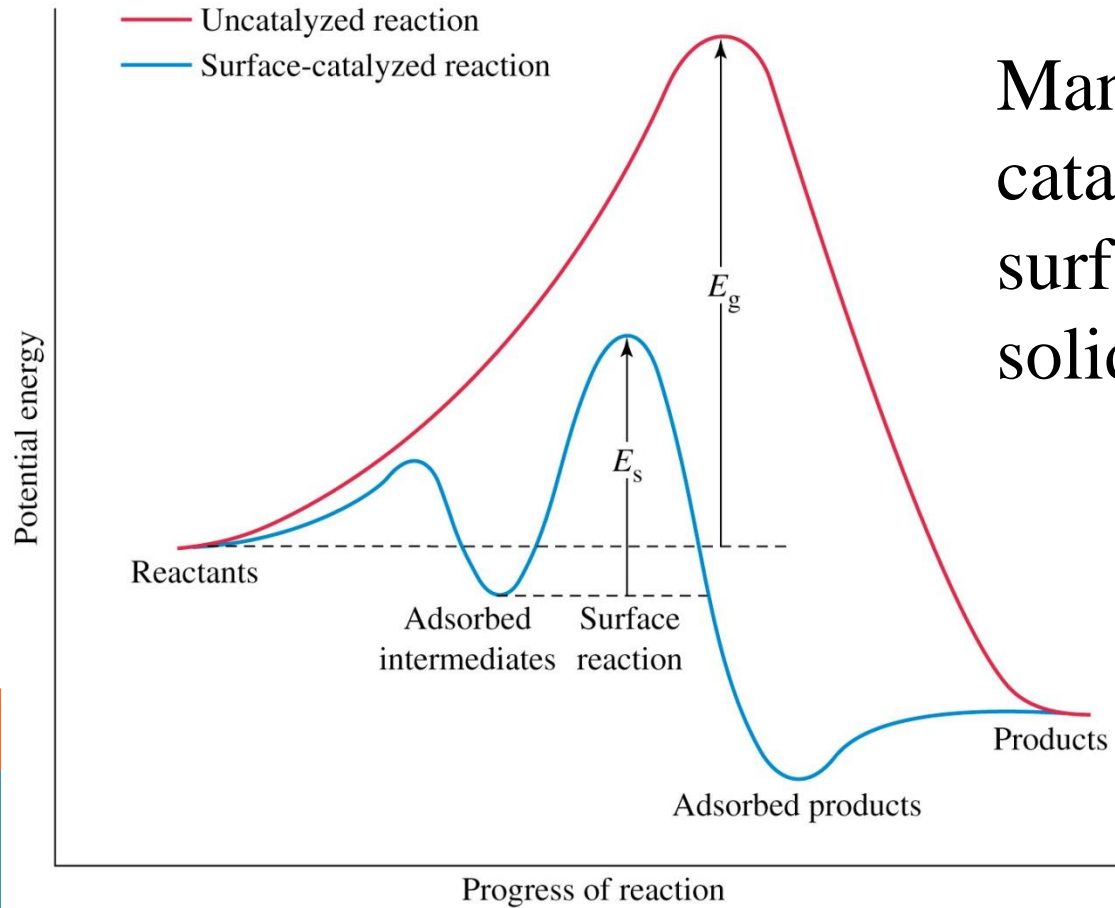
Secara kinetik : sangat lambat

Dipercepat oleh adanya Mn^{2+}



Unsur transisi dpt berperan dg baik sebagai katalis, krn adanya tingkat-tingkat energi yg berdekatan satu sama lain (adanya tingkat-tingkat oksidasi)

HETEROGENEOUS CATALYSIS



Many reactions are catalyzed by the surfaces of appropriate solids



END PRESENTATION

TERIMA KASIH

1

Pengertian & Cakupan Kinetika Kimia

2

Pengertian & Pengukuran Laju Reaksi

3

Pengaruh Konsentrasi – Hukum Laju

4

Penurunan Persamaan Laju Reaksi

- 5 Reaksi Orde Nol
- 6 Reaksi Orde Satu
- 7 Reaksi Orde Dua
- 8 Waktu Paruh

POKOK BAHASAN (#7)

- 9 Model Teoritis Kinetika Kimia
- 10 Pengaruh Temperatur
- 11 Mekanisme Reaksi
- 12 Katalisis

KINETIKA KIMIA

Bagian dari kimia yang fokus kajiannya laju reaksi kimia, baik aspek:

Teoritis:

- pengembangan model/teori yang menjelaskan laju reaksi (dan mekanisme reaksi)

Eksperimental:

- Metode penentuan orde reaksi & konstanta laju
- Kondisi agar reaksi dapat berlangsung dalam laju yang bermakna (T, p, katalis, reaktor yang sesuai)

KINETIKA KIMIA

Sangat penting karena:

Umumnya suatu reaksi kimia hanya akan bermakna jika berlangsung dalam laju yang bermakna.

Contoh:

Jika kita mengetahui laju (dan mekanisme reaksi), kita dapat mengendalikannya!

Contoh:

KINETIKA VS TERMODINAMIKA KIMIA



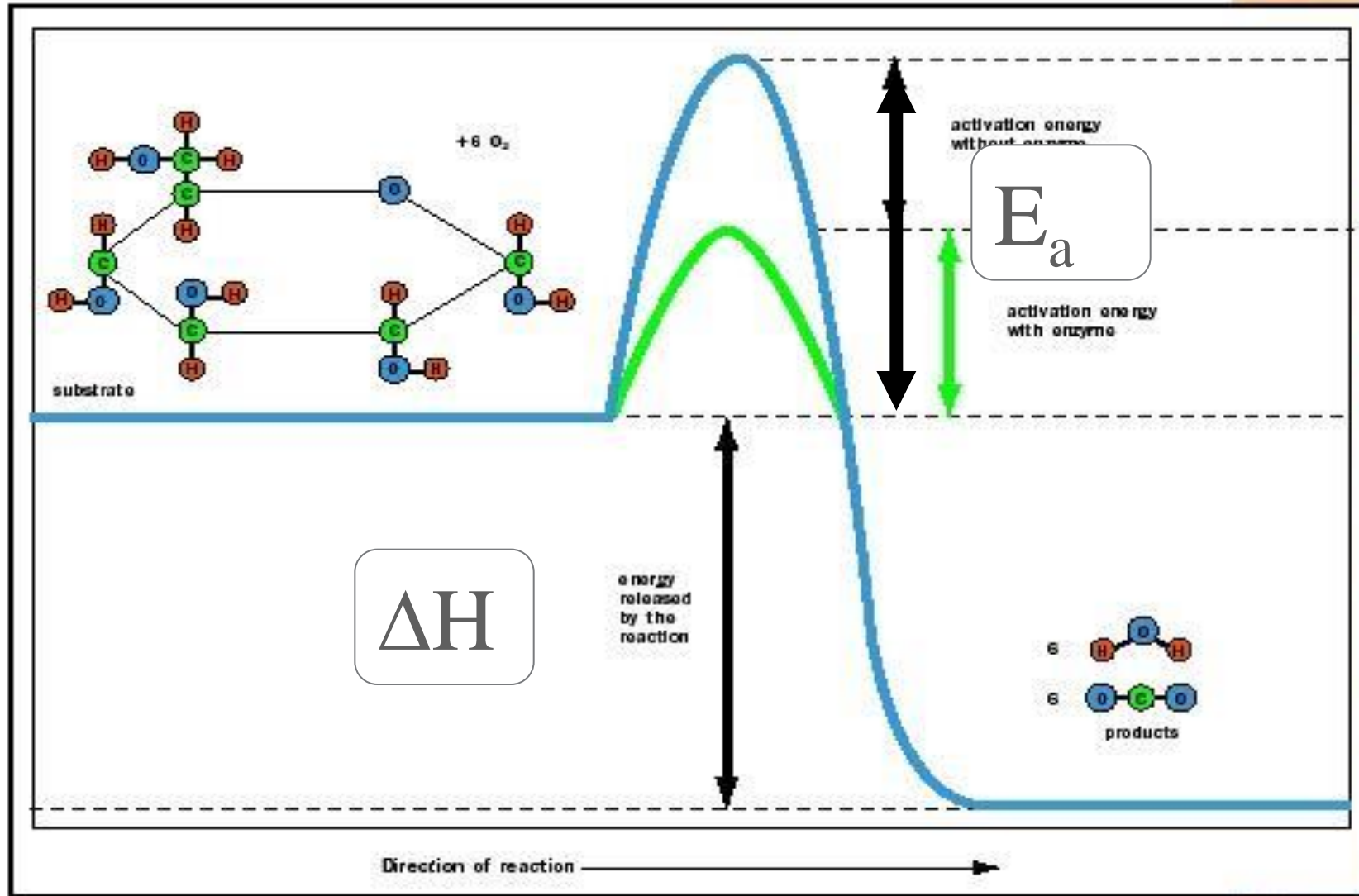
Termodinamika \checkmark $\frac{[C][D]}{[A][B]}$ (pada kesetimbangan)

Termodinamika \checkmark Dapatkah reaksi terjadi?

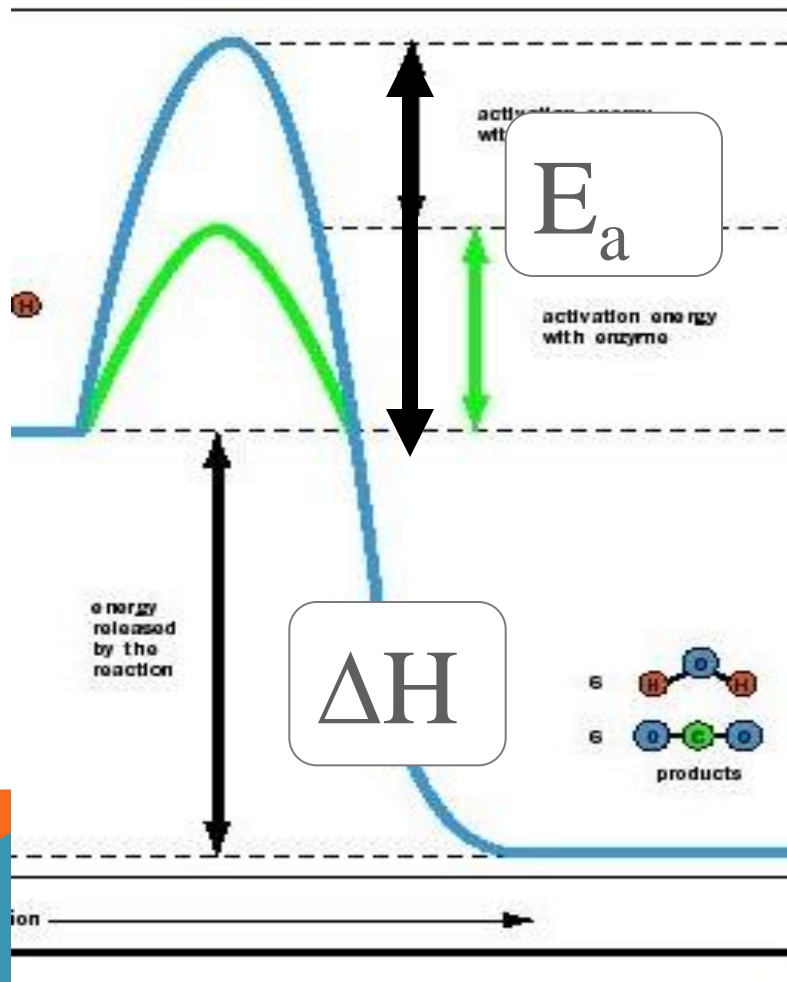
Kinetika \checkmark Seberapa cepat reaksi terjadi?

1. Laju reaksi sebelum kesetimbangan tercapai
2. Mekanisme reaksi

KINETIKA VS TERMODINAMIKA: E_A VS ΔH



KINETIKA VS TERMODINAMIKA: E_A VS ΔH



Spontanitas reaksi:

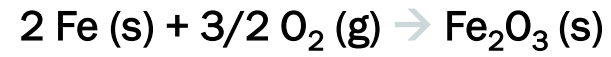
$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Laju reaksi terkait dengan energi aktivasi (E_a).

Menurunkan $E_a \rightarrow$ menaikkan laju; tetapi

ΔH tetap.

KINETIKA ≠ TERMODINAMIKA



$$\Delta G^\circ = -740 \text{ kJ/mol}$$

Tapi laju reaksi sangat rendah!

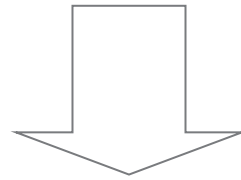


$$\Delta G^\circ = -801 \text{ kJ/mol}$$

Laju reaksi jauh lebih tinggi!



LAJU REAKSI SANGAT BERVARIASI



Satuan waktu berjalannya reaksi:
milidetik, detik, ..., trilyun tahun

LEDAKAN; SATUAN WAKTU: MS - S



PEMATANGAN BUAH; HARI/BULAN



MG



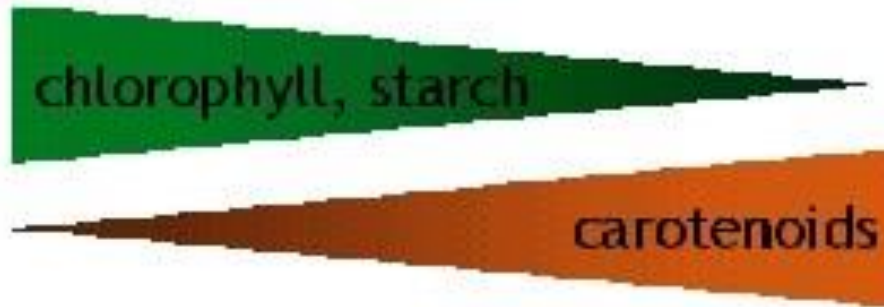
B+1



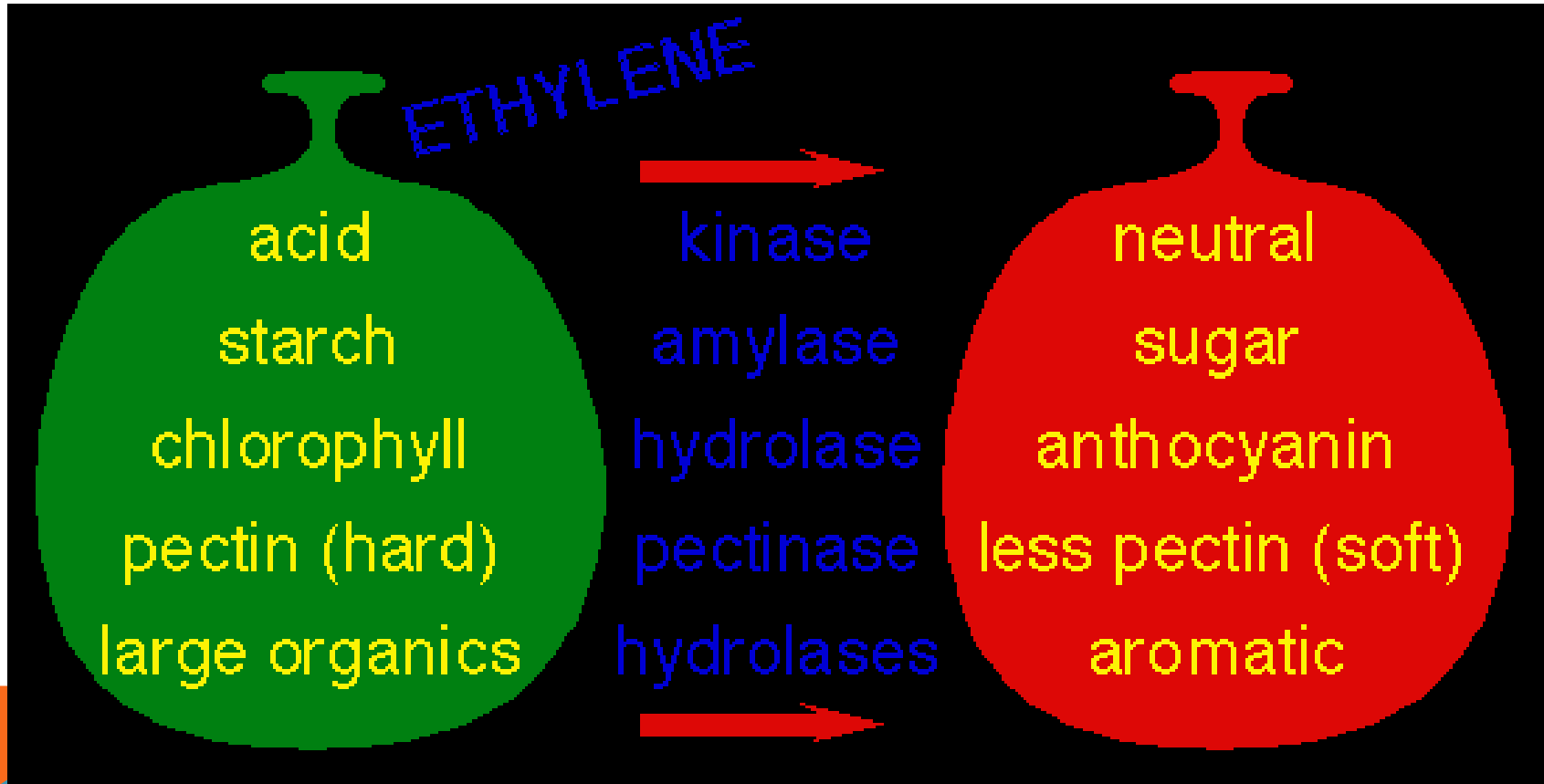
B+3



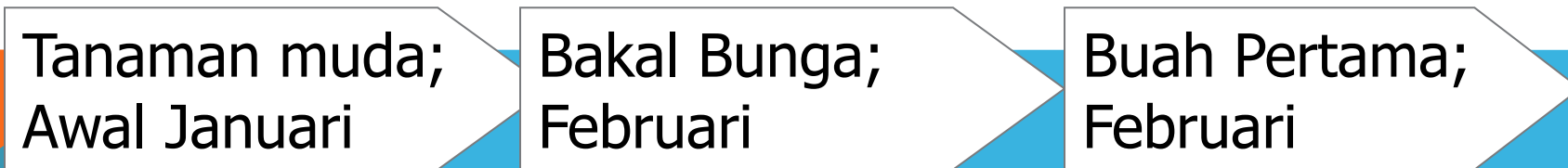
B+7



PEMATANGAN BUAH; HARI/BULAN



PENANAMAN – PANEN TOMAT; BULAN



PENANAMAN – PANEN TOMAT; BULAN

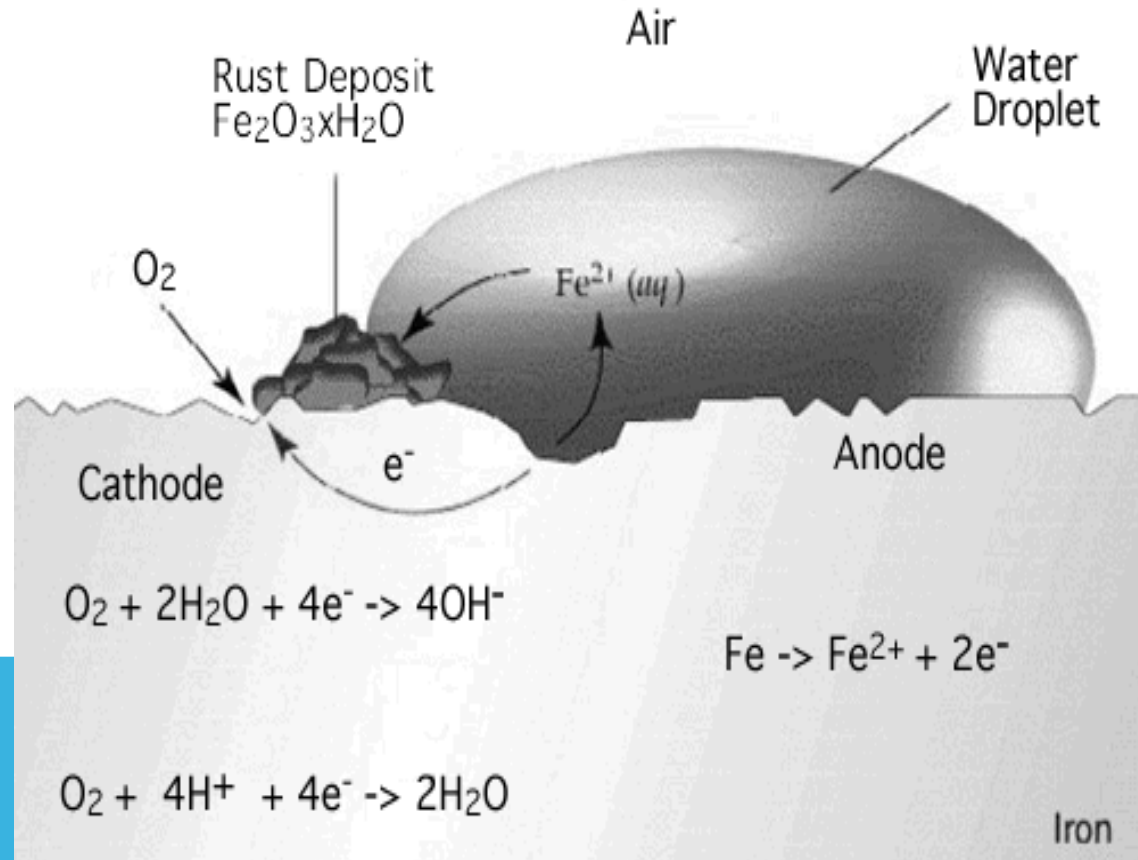


Buah hijau;
Awal Maret

Buah kuning;
Tengah Maret

Buah Dipanen;
Akhir Maret

PERKARATAN BESI; MINGGU/BULAN/THN



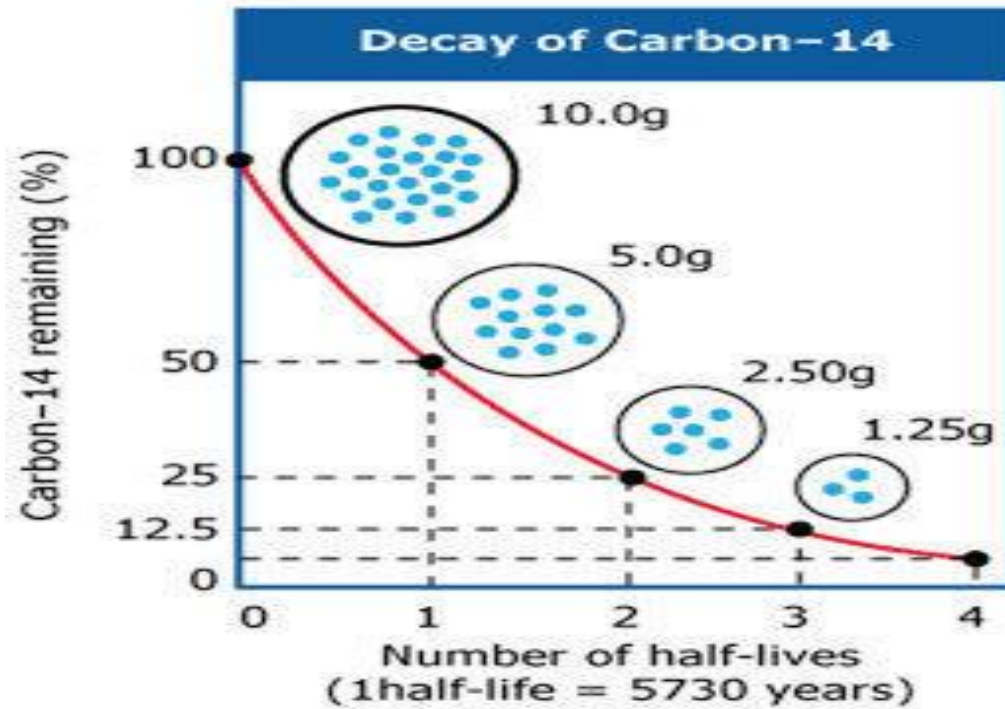


PENUAAN MANUSIA; TAHUN



The Real Diana





University of Waikato | www.sciencelearn.org.nz

PELURUHAN RADIOAKTIF: MS – TRILYUN THN

URANIUM 238 (U238) RADIOACTIVE DECAY

type of radiation	nuclide	half-life
	uranium-238	4.47 billion years
α	thorium-234	24.1 days
β	protactinium-234m	1.17 minutes
β	uranium-234	245000 years
α	thorium-230	8000 years
α	radium-226	1600 years
α	radon-222	3.823 days
α	polonium-218	3.05 minutes
α	lead-214	26.8 minutes
β	bismuth-214	19.7 minutes
β	polonium-214	0.000164 seconds
α	lead-210	22.3 years
β	bismuth-210	5.01 days
β	polonium-210	138.4 days
α	lead-206	stable

LAJU REAKSI SANGAT BERVARIASI

Proses	Waktu
Ledakan	< 1 s
Pematangan buah	hari/bulan
Tanam – panen buah	bulan
Perkaratan besi	minggu/bulan/thn
Penuaan (manusia)	tahun
Peluruhan radioaktif	ms – trilyun tahun

LAJU REAKSI (R)

Perubahan konsentrasi reaktan atau produk terhadap waktu

- ❑ Pengurangan konsentrasi reaktan
- ❑ Penambahan konsentrasi produk

Secara matematis, untuk reaksi:



$$\text{Laju reaksi} = r = -d[A]/dt = d[B]/dt$$

Dengan
berjalannya
waktu

LAJU REAKSI DAPAT DIPENGARUHI OLEH

Konsentrasi reaktan

Luas permukaan

Temperatur

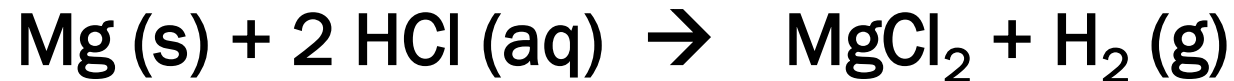
Ada tidaknya katalis

Faktor
paling dominan,
tergantung
jenis reaksi

MEMPELAJARI FAKTOR-FAKTOR LAJU REAKSI

Prinsip desain eksperimen:

- variasi 1 faktor;
- jaga agar faktor lain tetap.



Luas muka:

- Sejumlah tertentu pita Mg (misal 1 cm) divariasi ukuran potongannya (1 cm; 0,75 cm; 0,5 cm; 0,25 cm; 0,1 cm)
- Direaksikan dengan HCl konsentrasi tertentu (misalnya 1 M)
- Pada suhu tertentu (misalnya 30°C) & tanpa katalis

Laju Reaksi

Laju Rata-rata

Laju Sesaat

Laju pada
selang waktu

Laju pada
 t tertentu

LAJU RATA-RATA

Rerata perubahan konsentrasi reaktan atau produk dalam selang waktu tertentu

Secara matematis, untuk reaksi:



Laju rata-rata

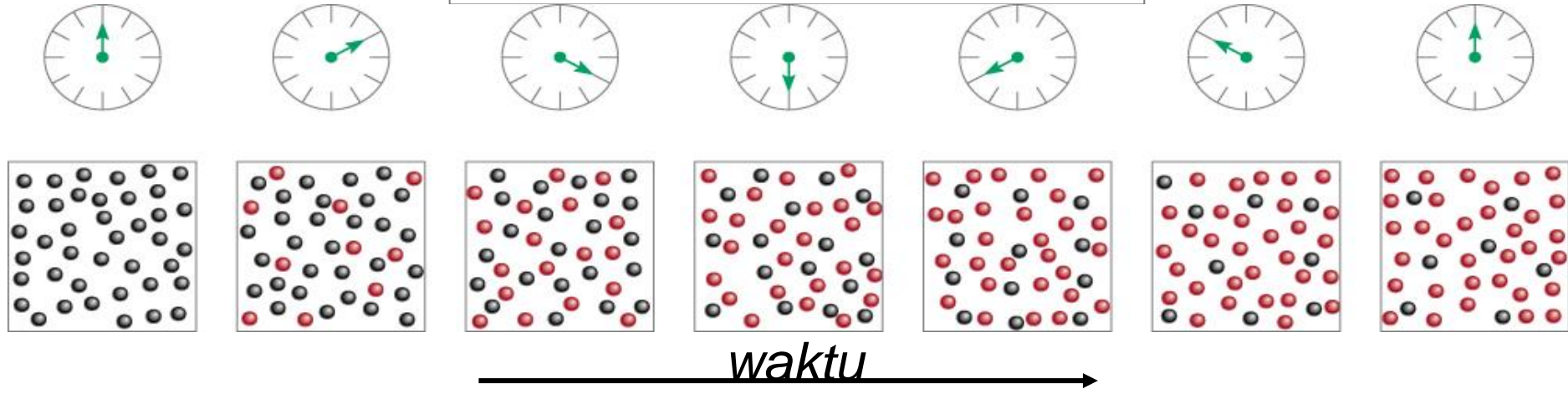
$$\text{laju} = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

$\Delta[A]$ = perubahan konsentrasi A dalam selang waktu Δt

$$\text{laju} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

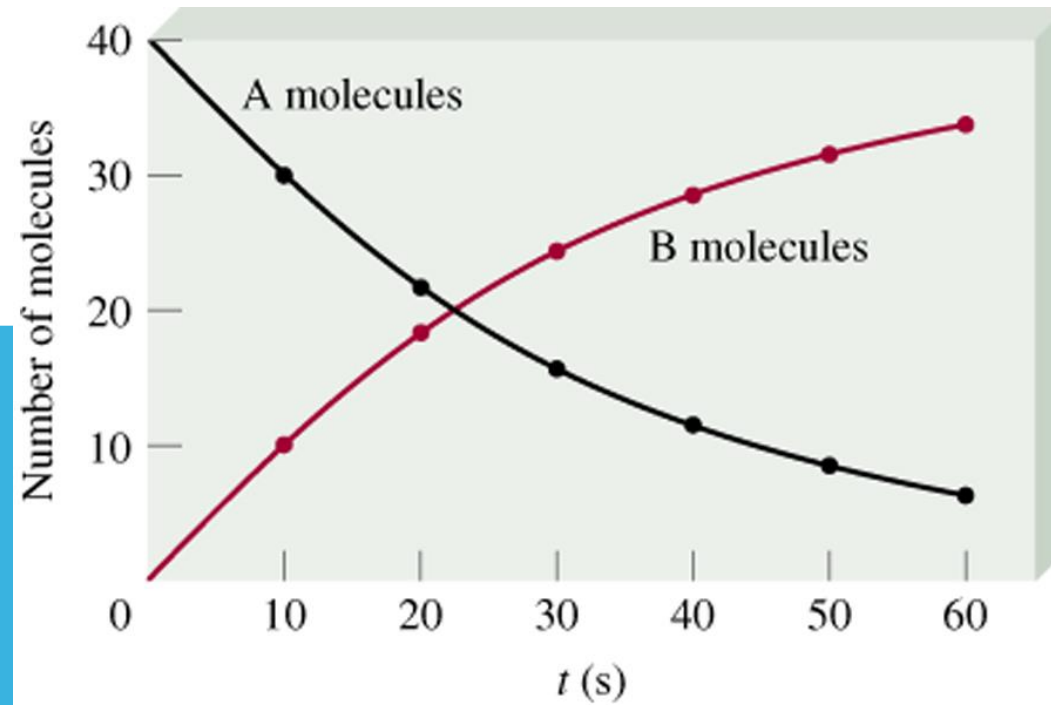
$\Delta[B]$ = perubahan konsentrasi B dalam selang waktu Δt

Karena [A] menurun terhadap waktu, $\Delta[A]$ bernilai negatif.



$$\text{laju} = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

$$\text{laju} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$





Secara kasat mata



waktu

Perubahan warna dengan berjalannya waktu

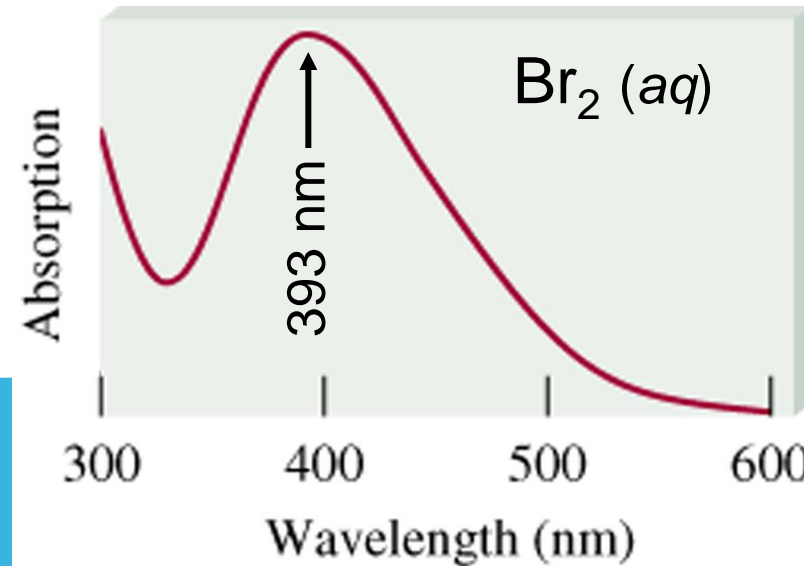
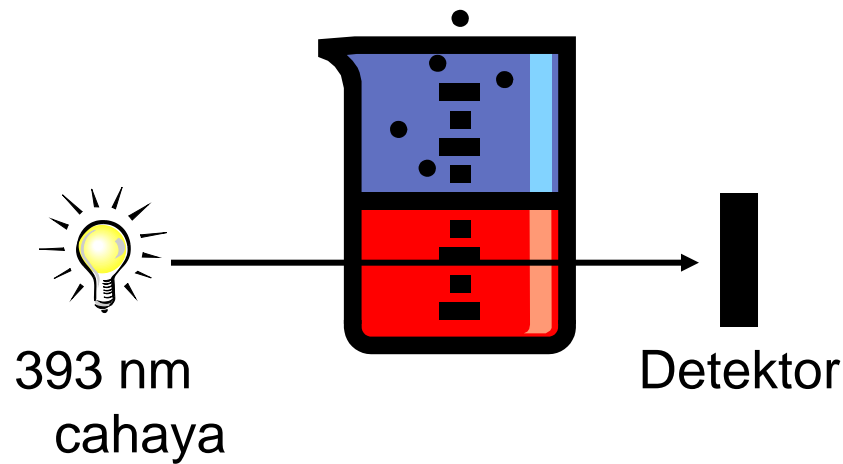
$[\text{Br}_2] \propto$ Intensitas warna coklat-kuning



Analisis Instrumen



— waktu →



$[\text{Br}_2] \propto \text{Absorbansi}$



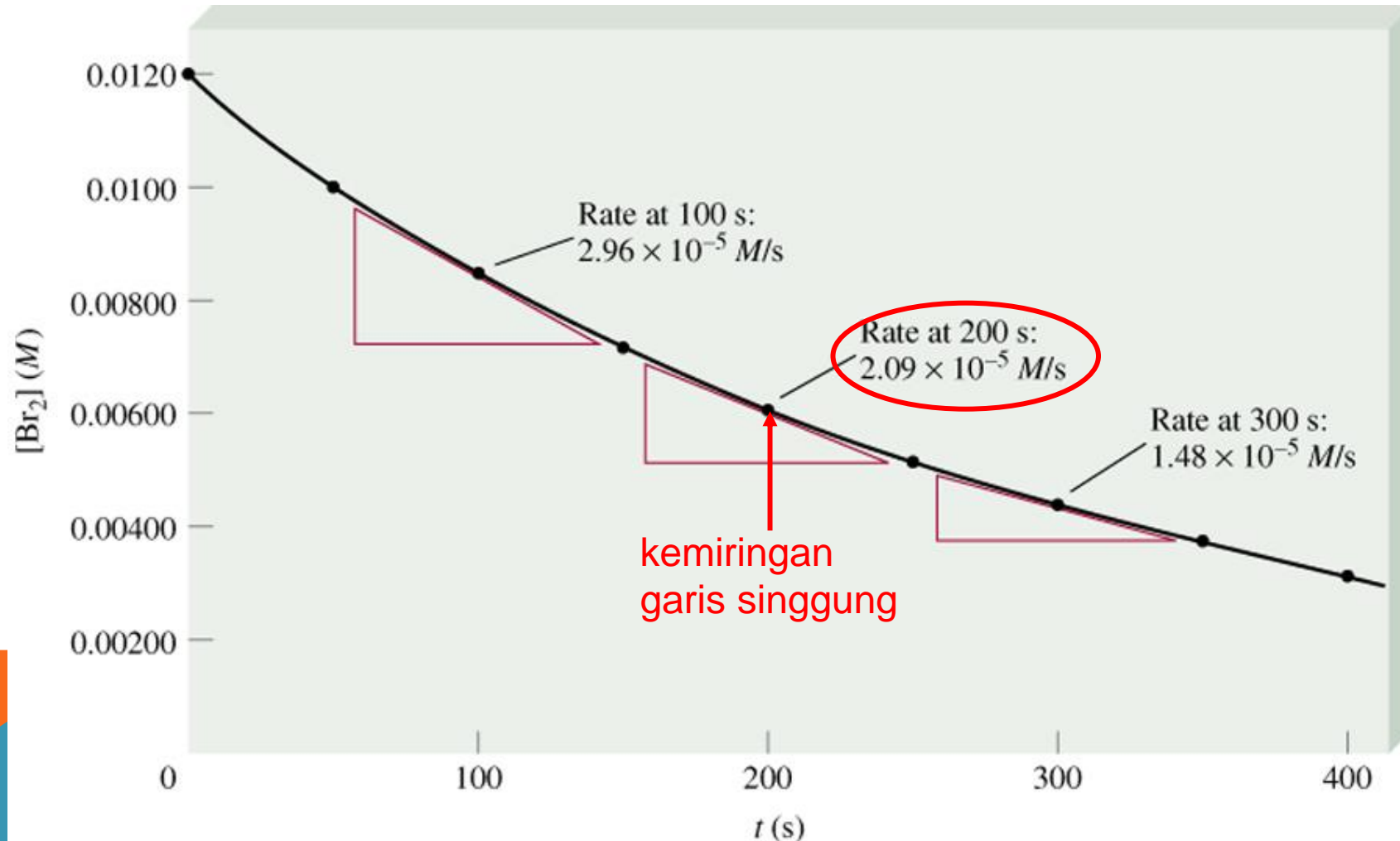
Time (s)	[Br ₂] (M)
0.0	0.0120
50.0	0.0101
100.0	0.00846
150.0	0.00710
200.0	0.00596
250.0	0.00500
300.0	0.00420
350.0	0.00353
400.0	0.00296

Hitunglah laju rata-rata pada:

- 200 s pertama
- dari 300 s hingga 350 s

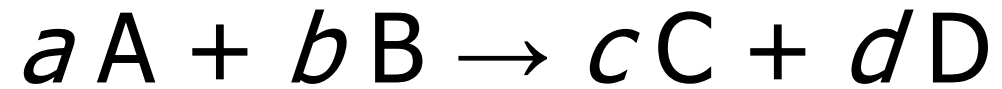
$$\text{Laju rata-rata} = - \frac{\Delta[\text{Br}_2]}{\Delta t} = - \frac{[\text{Br}_2]_{\text{akhir}} - [\text{Br}_2]_{\text{awal}}}{t_{\text{akhir}} - t_{\text{awal}}}$$

LAJU SESAAT



Laju sesaat = laju pada saat tertentu

LAJU REAKSI & STOIKIOMETRI



Laju reaksi = laju hilangnya reaktan

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

= laju munculnya produk

$$= \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$



Tuliskan persamaan laju untuk reaksi di bawah ini:

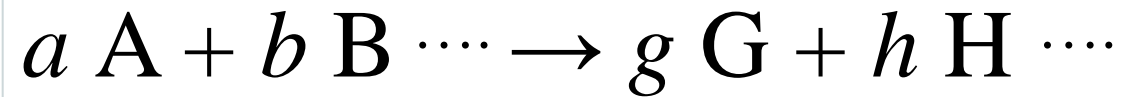


$$\text{laju} = - \frac{\Delta[\text{CH}_4]}{\Delta t} = - \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

Jika konsentrasi O_2 menurun dengan laju $0,10 \text{ M/s}$, berapakah laju reaksinya?

Berapakah laju terbentuknya CO_2 ?

PENGARUH KONSENTRASI TERHADAP LAJU: HUKUM LAJU



Laju reaksi = $k [A]^m [B]^n \cdots$

Tetapan laju reaksi = k

Orde/tingkat reaksi terhadap A = m

Orde/tingkat reaksi terhadap B = n

Orde/tingkat reaksi total = $m + n + \cdots$

$$\text{Laju reaksi} = k [A]^m [B]^n \dots$$

k

- semakin besar k;
laju reaksi makin besar
- k tergantung pada:
 - jenis reaksi
 - konsentrasi katalis
 - temperatur

m & n

- m & n dapat berupa:
 - bil bulat (-, 0, +)
 - pecahan
- m & n umumnya tidak
terkait dengan koefisien
reaksi

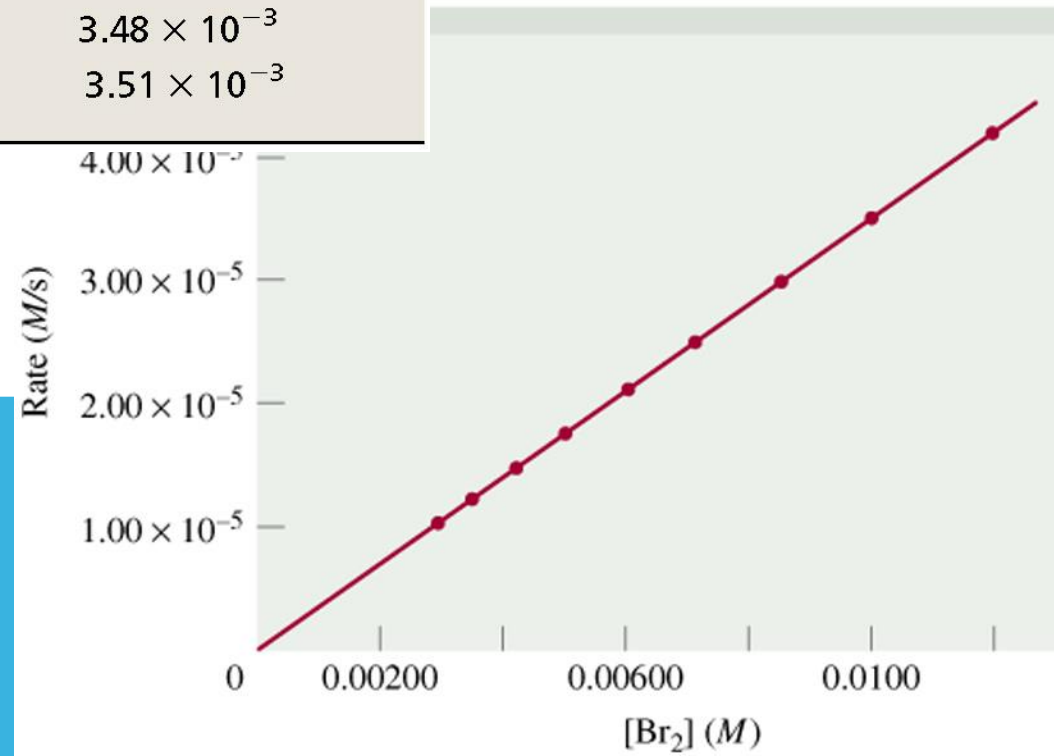
Table 13.1 Rates of the Reaction between Molecular Bromine and Formic Acid at 25°C

Time (s)	[Br ₂] (M)	Rate (M/s)	$k = \frac{\text{rate}}{[\text{Br}_2]} \text{ (s}^{-1}\text{)}$
0.0	0.0120	4.20×10^{-5}	3.50×10^{-3}
50.0	0.0101	3.52×10^{-5}	3.49×10^{-3}
100.0	0.00846	2.96×10^{-5}	3.50×10^{-3}
150.0	0.00710	2.49×10^{-5}	3.51×10^{-3}
200.0	0.00596	2.09×10^{-5}	3.51×10^{-3}
250.0	0.00500	1.75×10^{-5}	3.50×10^{-3}
300.0	0.00420	1.48×10^{-5}	3.52×10^{-3}
350.0	0.00353	1.23×10^{-5}	3.48×10^{-3}
400.0	0.00296	1.04×10^{-5}	3.51×10^{-3}

Apa pengaruh konsentrasi terhadap laju?

$$\text{laju} = k [\text{Br}_2]$$

$$k = \frac{\text{laju}}{[\text{Br}_2]} = \text{konstanta laju} \\ = 3,50 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$



PENURUNAN PERSAMAAN LAJU REAKSI



Bentuk
Integral



Bentuk
Diferensial

JIKA $M = 1$, BAGAIMANA PERS. LAJU?

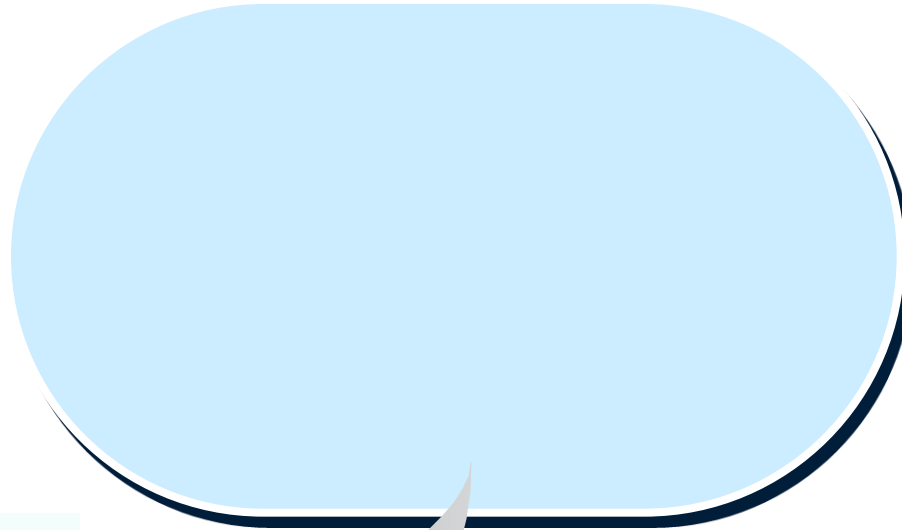


Bentuk Integral

Bentuk Diferensial



JIKA $M = 1$, BAGAIMANA PERS. LAJU?



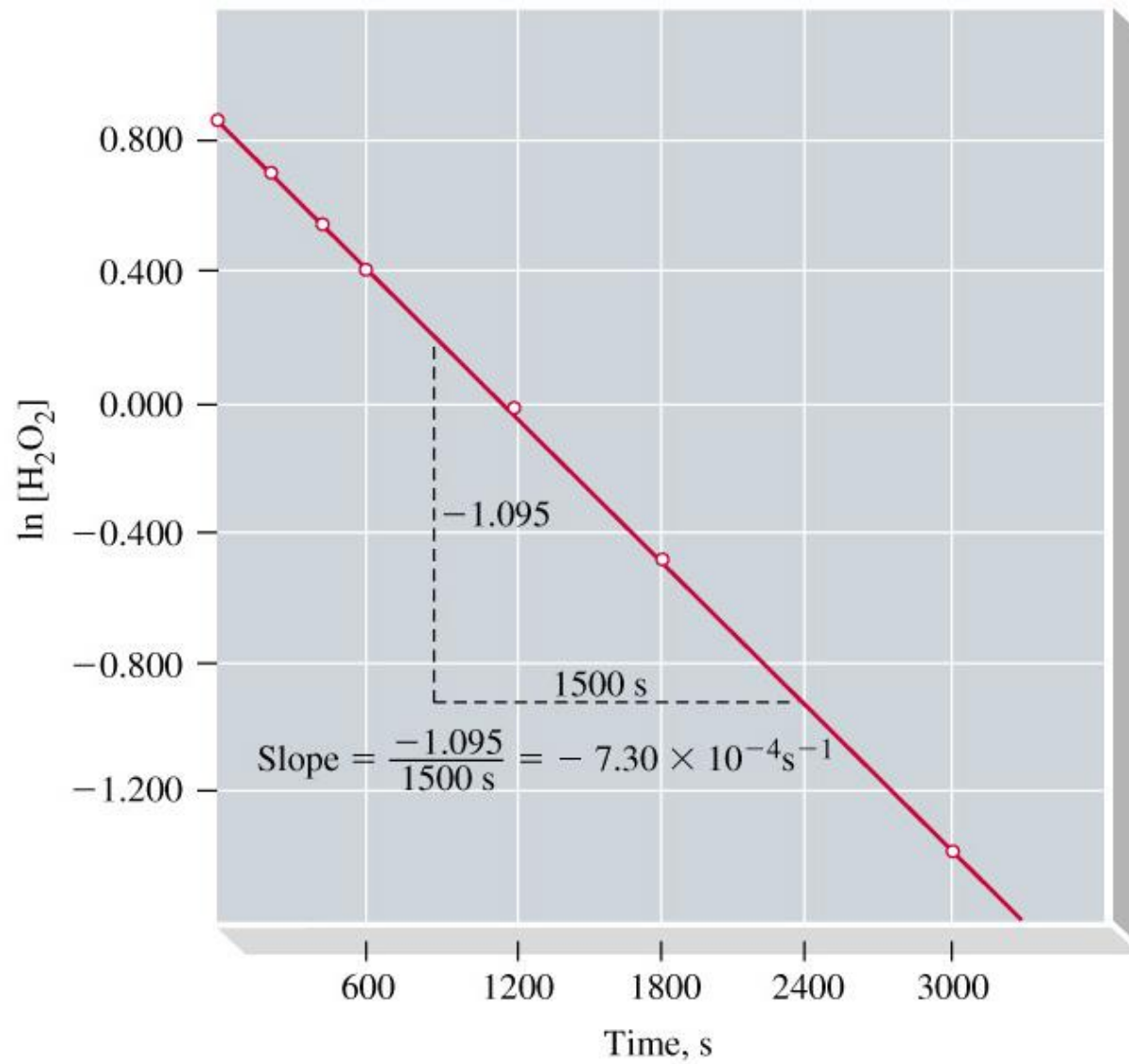
$$\ln [A] = -k t + C$$



$$\ln \frac{[A_2]}{[A_1]} = -k (t_2 - t_1)$$

$$\ln \frac{[A_1]}{[A_2]} = k (t_2 - t_1)$$

ORDE 1: LN [A] VS T; GARIS LURUS



TURUNKAN PERS. LAJU REAKSI AGARDIPEROLEH PERS. GARIS LURUS

Untuk reaksi orde 0

Untuk reaksi orde 1

Untuk reaksi orde 2



Thank You !

SEE YOU NEXT WEEK!