



KINETIKA KIMIA

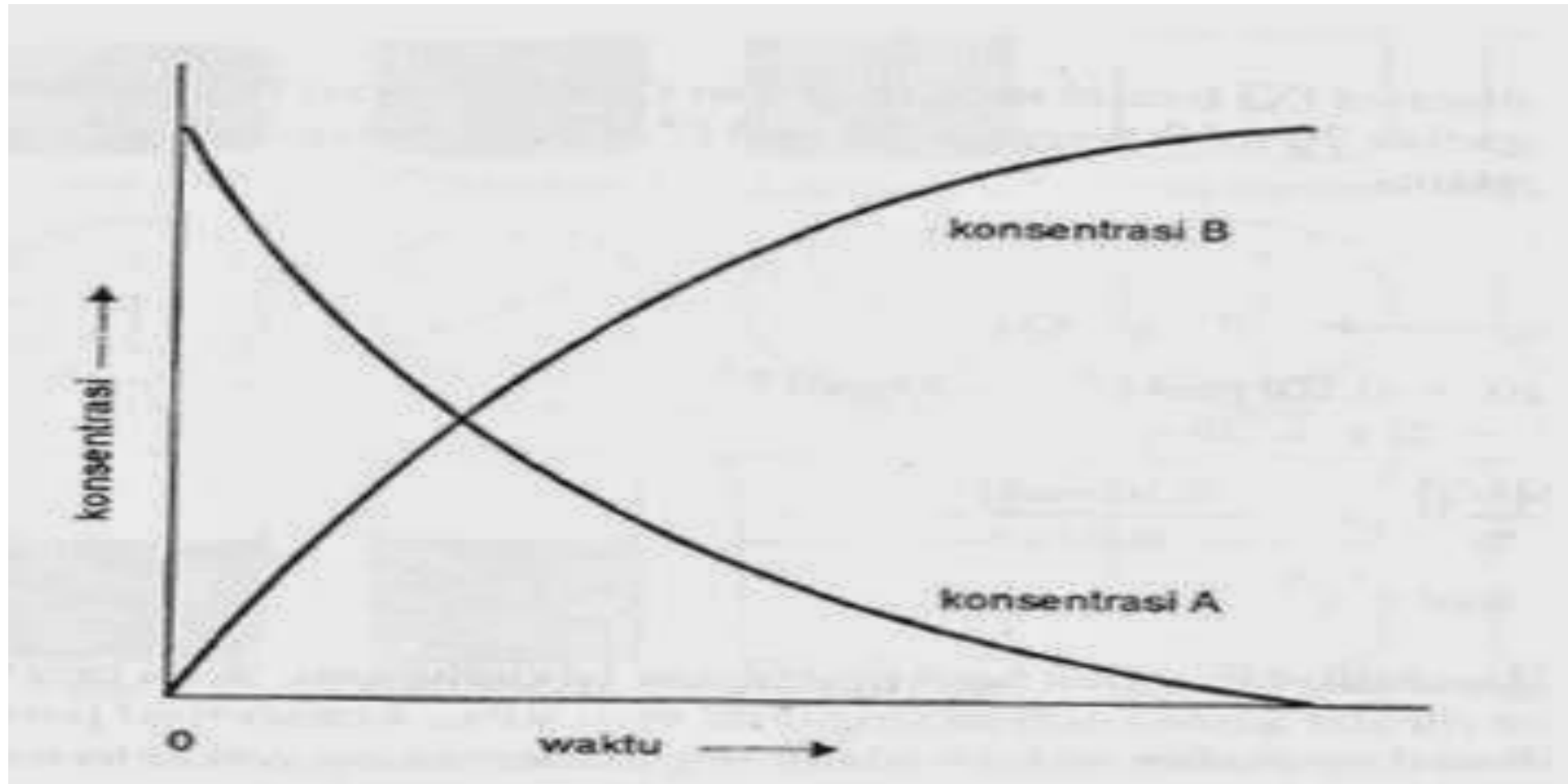
By Siti Patonah, S. Pd, M. Pd

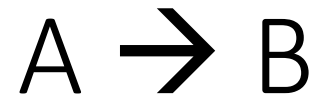
Bagian ilmu kimia yang mempelajari kecepatan reaksi



Laju Reaksi \rightarrow perubahan konsentrasi reaktan atau produk terhadap waktu (M/s)

Untuk Reaksi $A \rightarrow B$, dapat diilustrasikan sebagai berikut:





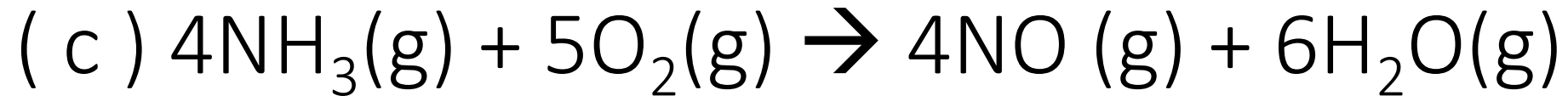
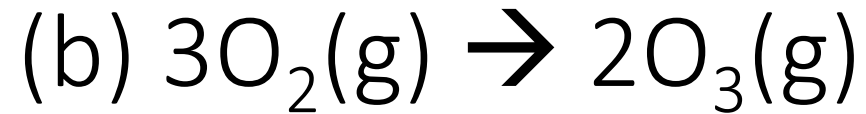
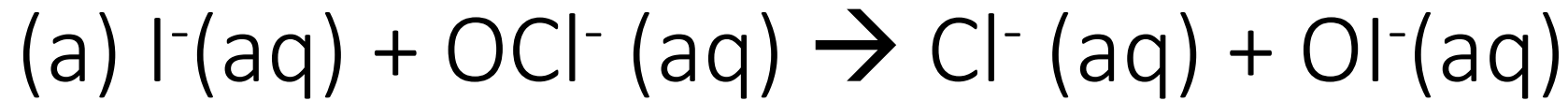
- Menurunnya jumlah molekul A dan meningkatnya jumlah molekul B seiring dengan waktu
- $\text{laju} = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$
- $\Delta[A]$ dan $\Delta[B]$ adalah perubahan konsentrasi (dalam molaritas) selama waktu Δt

Untuk reaksi : $aA + bB \rightarrow cC + dD$

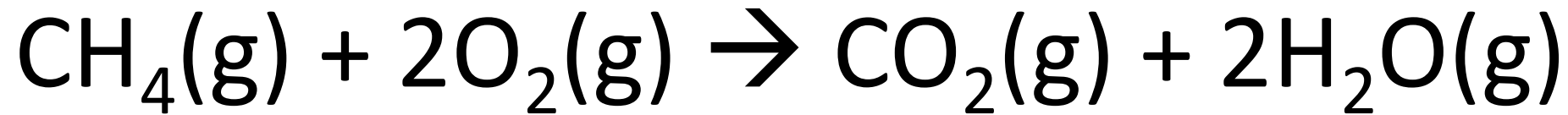
Lajunya adalah:

$$\text{laju} = - \frac{1}{a} \frac{\Delta A}{\Delta t} = - \frac{1}{b} \frac{\Delta B}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta C}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta D}{\Delta t}$$

Tuliskan rumus laju reaksi berikut ini ditinjau dari hilangnya reaktan dan munculnya produk!



•Coba juga:



Hukum laju Reaksi

Untuk reaksi : $aA + bB \rightarrow cC + dD$, hukum laju:

$$\text{laju} = k[A]^x[B]^y$$

k = konstanta laju reaksi

x orde reaksi A

y orde reaksi B

$x + y$ = orde reaksi total

Menentukan hukum laju reaksi dari percobaan

Dari percobaan terhadap reaksi:

$2\text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ didapat data sebagai berikut:

Percobaan	Konsentrasi NO_2 (mol. L^{-1})	Laju pembentukan NO (mol $\text{L}^{-1}\text{s}^{-1}$)
1	$0,1 \times 10^{-2}$	2
2	$0,3 \times 10^{-2}$	18
3	$0,6 \times 10^{-2}$	72

Tentukan :

- Persamaan laju reaksi
- Konstanta laju reaksi

Penyelesaian

a. Persamaan umum laju reaksi
 $\rightarrow r = k[\text{NO}_2]^m$

Perhatikan percobaan 2 dan 1:

$$\left[\frac{[\text{NO}_2]_2}{[\text{NO}_2]_1} \right]^m = \frac{18}{2}$$

$$\left[\frac{0,3 \times 10^{-2}}{0,1 \times 10^{-2}} \right]^m = 9$$

$$(3)^m = 9 \rightarrow m = 2$$

Perhatikan percobaan 3 dan 2

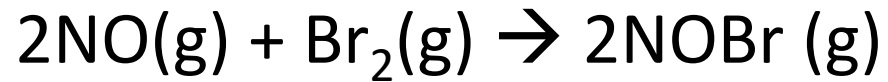
$$\therefore r = k [\text{NO}_2]^2$$

b. Untuk mencari nilai k,
masukkan nilai salah satu
percobaan, misal percobaan 1:

$$\begin{aligned} k &= \frac{r}{[\text{NO}_2]^2} \\ &= \frac{2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{0,1 \times 10^{-2} \text{ mol}^2} \\ &= 2,0 \times 10^3 \text{ mol}^{-1} \text{L}^{-1} \text{s}^{-1} \end{aligned}$$

Latihan

Hasil percobaan terhadap reaksi:



diperoleh data:

Percobaan	Konsentrasi (mol.L^{-1})		Laju pembentukan NOBr ($\text{mol L}^{-1}\text{s}^{-1}$)
	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 persamaan dan konstanta laju reaksi!

Penyelesaian

- Bentuk umum persamaan laju reaksi: $r = k [\text{NO}]^m [\text{Br}]^n$

Pertama harus dicari data percobaan yang $[\text{Br}_2]$ tetap, tetapi $[\text{NO}]$ nya berubah \rightarrow perc. 4 dan 5

$$\left[\frac{[\text{NO}]_5}{[\text{NO}]_4} \right]^m = \frac{108}{48}$$

$$\left[\frac{0,30}{0,20} \right]^m = \frac{9}{4}$$

$$\left[\frac{3}{2} \right]^m = \frac{9}{4} \rightarrow m = 2$$

Kemudian harus dicari data untuk $[\text{NO}]$ tetap, tetapi $[\text{Br}_2]$ nya berubah \rightarrow perc. 1 dan 2

$$\left[\frac{[\text{Br}_2]_2}{[\text{Br}_2]_1} \right]^n = \frac{24}{12}$$

$$\left[\frac{0,20}{0,10} \right]^n = 2$$

$$(2)^n = 2 \rightarrow n = 1$$

$$\therefore r = k [\text{NO}]^2 [\text{Br}_2]$$

Masukkan data percobaan 1 untuk memperoleh k:

$$\begin{aligned} k &= \frac{r}{[\text{NO}]^2 [\text{Br}]_2} \\ &= \frac{12 \text{ mol L}^{-1} \text{s}^{-1}}{(0,10)^2 (0,10) \text{ mol}^3 \text{L}^{-3}} \\ &= 1,2 \times 10^{-2} \text{ L}^2 \text{mol}^{-2} \text{s}^{-1} \end{aligned}$$

Hubungan konsentrasi reaktan dan waktu

- Reaksi orde nol \rightarrow tidak bergantung pada reaktan
- Reaksi orde 1

A \rightarrow produk

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

Dari hukum laju,

$$\text{laju} = k [A]$$

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

Dalam bentuk diferensial:

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

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

Dengan mengintegrasikan antara $t = 0$ dan $t = t$ dihasilkan:

$$\int_{[A]_0}^{[A]} \frac{d[A]}{[A]} = -k \int_0^t dt$$

$$\ln[A] - \ln[A]_0 = -kt$$

$$\text{atau } \ln \frac{[A]}{[A]_0} = -kt$$

Continued...

$$\ln[A] - \ln[A]_0 = -kt$$

$$\ln[A] = -kt + \ln[A]_0$$

$$\ln[A] = (-k)(t) + \ln[A]_0$$

y m x + b

∴ plot $\ln[A]$ vs t (y vs x)
menghasilkan sebuah garis lurus
dengan kemiringan $-k$ atau m .

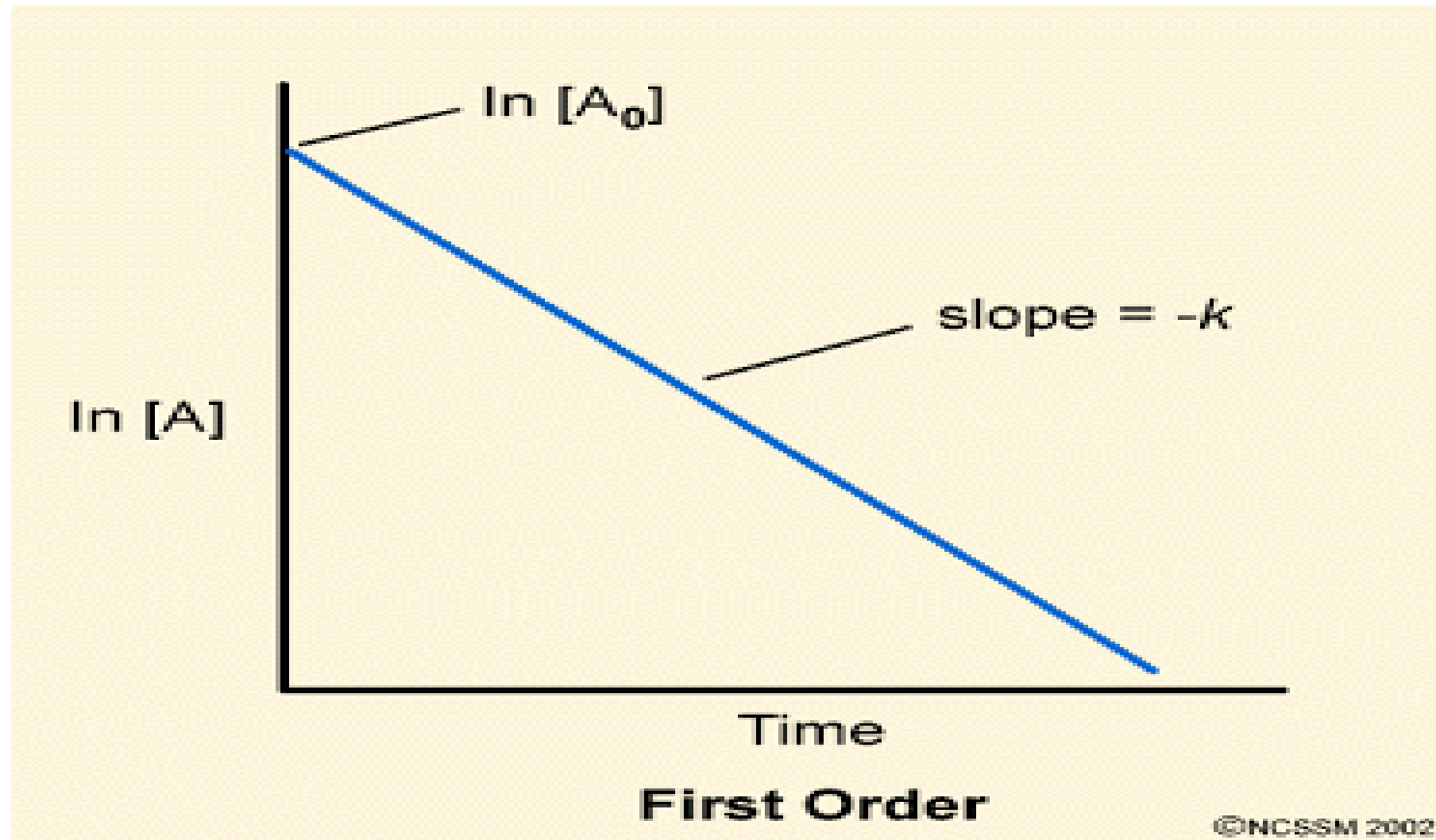
Tentukan secara grafis orde dan konstanta laju penguraian nitrogen pentoksida dalam pelarut CCl_4 pada 45°C :



t (det)	$[\text{N}_2\text{O}_5]$	$\ln [\text{N}_2\text{O}_5]$
0	0,91	-0,094
300	0,75	-0,29
600	0,64	-0,45
1200	0,44	-0,82
3000	0,16	-1,83

$$m = -k, k = 5,7 \times 10^{-4} \text{ detik}^{-1}$$

Grafik untuk orde 1



Waktu paruh (half-life) orde 1

- Waktu yang diperlukan agar konsentrasi reaktan turun menjadi setengah dari konsentrasi awalnya.

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -kt$$

$$t = \frac{1}{k} \ln \frac{[A]_0}{[A]}$$

Berdasarkan definisi, $t = t_{1/2} \rightarrow [A] = \frac{1}{2} [A]_0$, maka \rightarrow

$$t_{1/2} = \frac{1}{k} \ln \frac{[A]_0}{[A]_0/2}$$

$$t_{1/2} = \frac{1}{k} \ln 2$$

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{k}$$

Latihan soal:

Penguraian etana (C_2H_6) menjadi radikal metil termasuk reaksi orde pertama dengan laju $5,36 \times 10^{-4} \text{ detik}^{-1}$ pada 700°C :



Hitunglah waktu paruh reaksi ini dalam menit!

Penyelesaian

- Untuk reaksi orde satu kita hanya memerlukan konstanta laju untuk menghitung waktu paruh reaksi.

$$\begin{aligned}t_{1/2} &= \frac{0,693}{k} \\&= \frac{0,693}{5,36 \times 10^{-4} \text{ detik}^{-1}} \\&= 1,29 \times 10^3 \text{ detik} \\&= 21,5 \text{ menit}\end{aligned}$$

Reaksi Orde 2

A → produk

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

Dari hukum laju,

$$\text{laju} = k [A]^2$$

$$- \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k [A]^2$$

Dengan cara hampir sama dengan orde 1, maka:

$$\frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$$

$$\frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$$

y mx + b

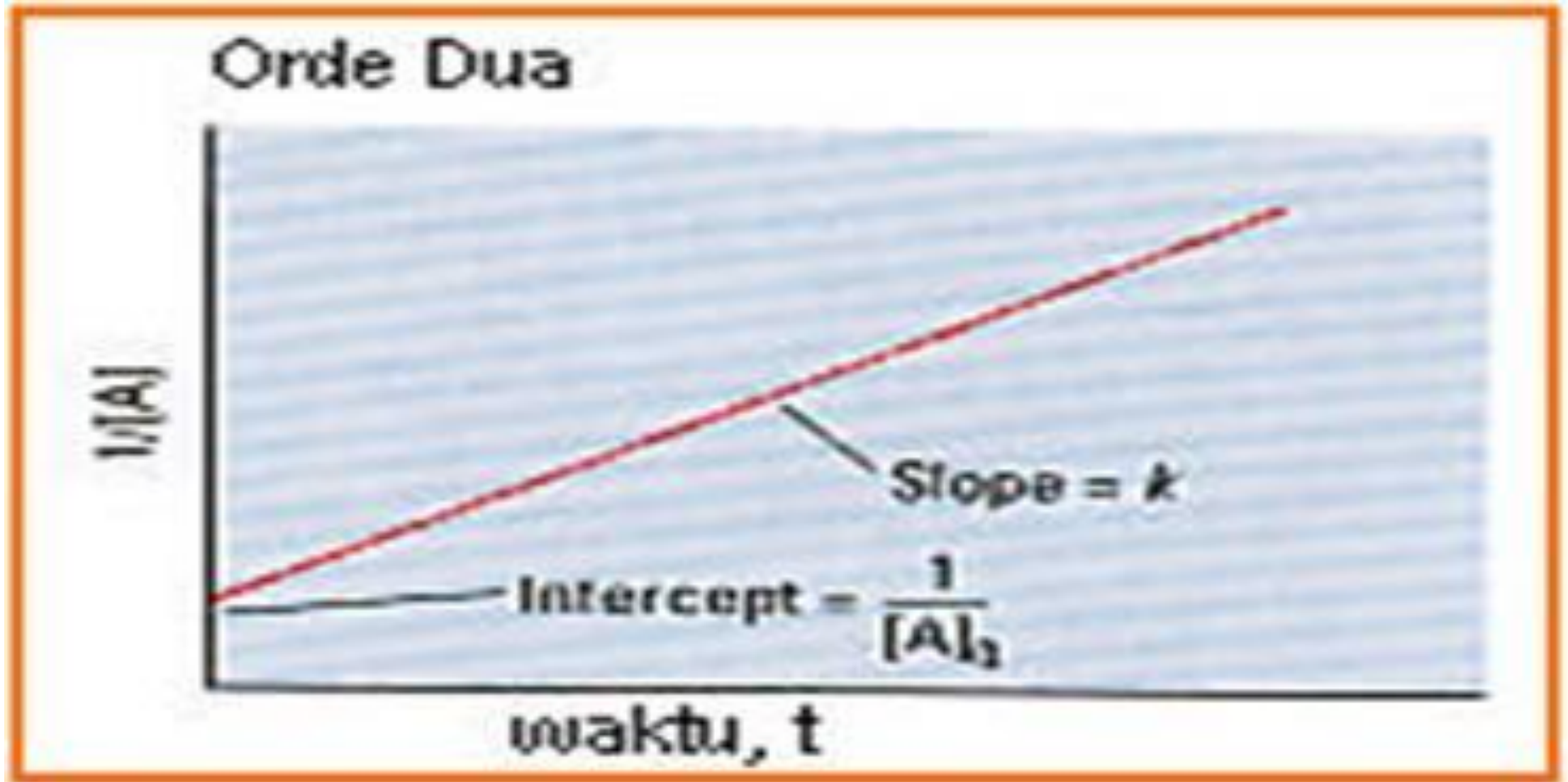
Waktu paruh orde 2

$$\frac{1}{[A]_0/2} = kt_{1/2} + \frac{1}{[A]_0}$$
$$t_{1/2} = \frac{1}{k [A]_0}$$

∴ Waktu paruh orde reaksi 2
berbanding terbalik dengan
konsentrasi reaktan awal

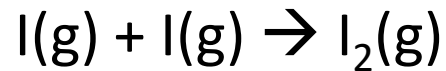
∴ Waktu paruh akan lebih singkat di
tahap awal reaksi ketika terdapat lebih
banyak molekul reaktan yang saling
bertumbukan

Grafik orde reaksi dua



Latihan soal

Atom Iodin bergabung membentuk molekul iodin dalam fasa gas



Reaksi ini mengikuti kinetika orde reaksi dua dan memiliki konstanta laju reaksi $7,0 \times 10^9 / \text{M} \cdot \text{detik}$ pada 23°C .

(a) Jika konsentrasi awal I $0,086 \text{ M}$, hitung konsentrasi setelah $2,0$ menit.

(b) Hitung waktu paruh reaksi jika konsentrasi awal I $0,60 \text{ M}$ dan jika $0,42 \text{ M}$

Penyelesaian

$$(a) \frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$$

$$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{0,086 \text{ M}} + (7 \cdot 10^9 / \text{M} \cdot \text{detik})(120 \text{ det})$$

$$[A] = 1,2 \cdot 10^{-12} \text{ M}$$

(b) Untuk $I_0 = 0,60 \text{ M}$

$$t_{1/2} = \frac{1}{k [A]_0} = \frac{1}{(7,0 \cdot 10^9 / \text{M} \cdot \text{detik})(0,60 \text{ M})}$$
$$= 2,4 \cdot 10^{-10} \text{ detik}$$

$$\text{Untuk } I_0 = 0,42 \rightarrow t_{1/2} = 3,4 \cdot 10^{-10} \text{ detik}$$

Ketergantungan Konstanta Laju Reaksi Terhadap Suhu

- Lebih lama manakah merebus telur pada suhu air 100°C ataukah 80°C ?

merebus telur $100^{\circ}\text{C} \rightarrow 10$ menit

merebus telur $80^{\circ}\text{C} \rightarrow 30$ menit

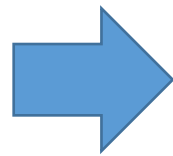
- Bagaimana cara efektif mengawetkan makanan?

Menyimpannya pada suhu dibawah nol derajat untuk menghambat laju pembusukan oleh bakteri

Persamaan Arrhenius

- Ketergantungan laju reaksi terhadap suhu dinyatakan dalam persamaan yang dikemukakan oleh Arrhenius:

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



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

dimana

E_a = energy aktivasi (kJ/mol)

$R = 8,314 \text{ J/Kmol}$

T = suhu mutlak

e = basis dari skala logaritma natural

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

↕
y
↕
m
↕
x
+
↕
b

- Plot $\ln k$ terhadap $1/T$ menghasilkan garis lurus yang kemiringannya m sama dengan $-E_a/R$ dan titik potong b dengan sumbu y adalah $\ln A$
- Persamaan yang menghubungkan konstanta laju reaksi k_1 dan k_2 pada suhu T_1 dan T_2 dapat digunakan untuk menghitung energy aktivasi atau untuk menentukan konstanta laju reaksi pada suhu lain jika energy aktivasinya diketahui.

$$\ln k_1 = \ln A - \frac{E_a}{RT_1}$$

$$\ln k_2 = \ln A - \frac{E_a}{RT_2}$$

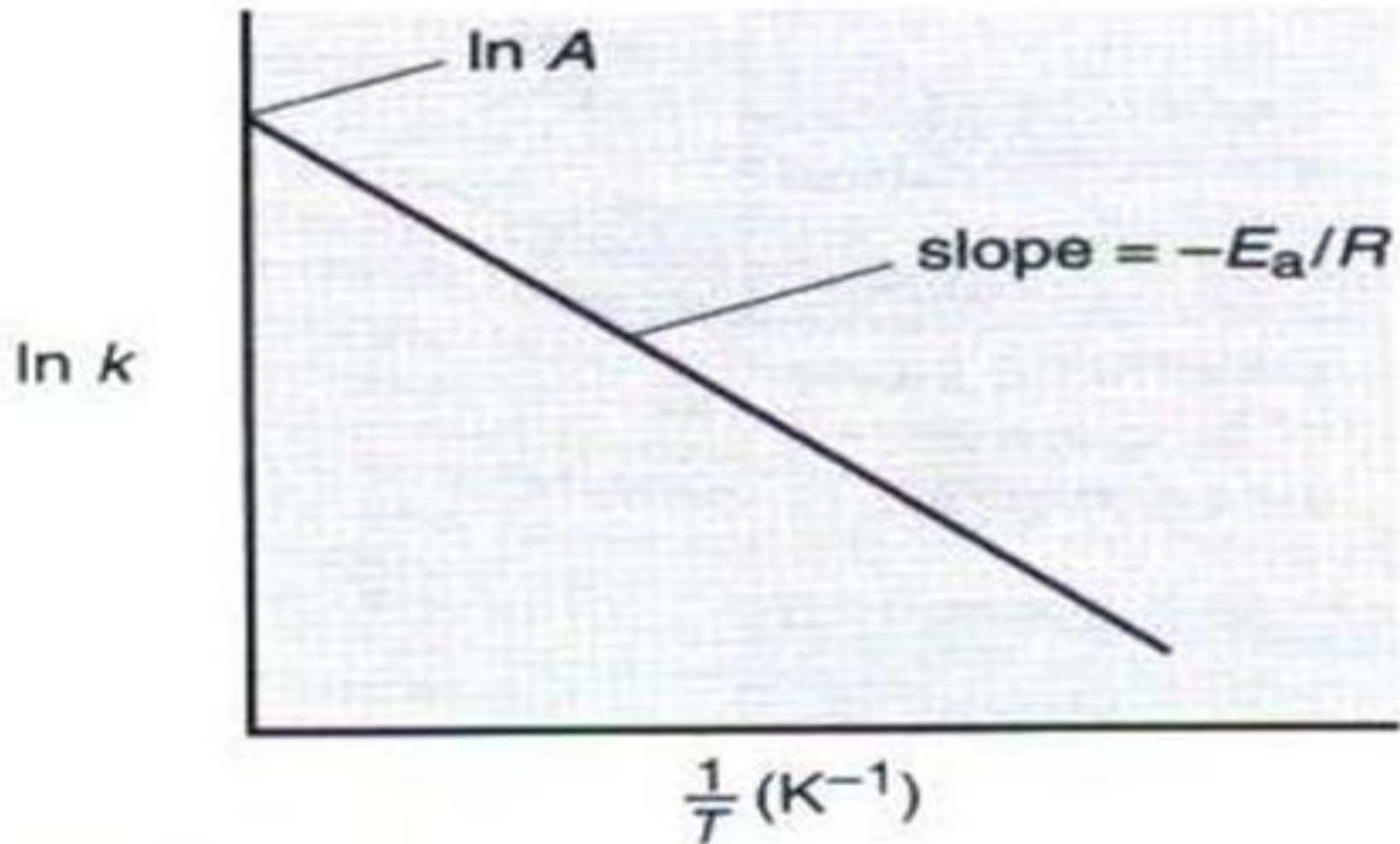
dengan mengurangi $\ln k_2$ dari $\ln k_1$

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

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

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

Grafik Arrhenius



Konstanta laju reaksi orde pertama ialah $3,46 \times 10^{-2}$ detik pada 298K. Berapa laju reaksi pada 350K jika energi aktivasi reaksi tersebut 50,2 kJ/mol?

Penyelesaian

$$k_1 = 3,46 \times 10^{-2} \text{ detik}$$

$$k_2 = ?$$

$$T_1 = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 350 \text{ K}$$

$$E_a = 50,2 \text{ kJ/mol}$$

$$\ln \frac{3,46 \times 10^{-2} \text{ detik}^{-1}}{k_2} = \frac{50,2 \times 10^3 \text{ J/mol}}{8,314 \text{ J/Kmol}} \left[\frac{298 \text{ K} - 350 \text{ K}}{(298 \text{ K})(350 \text{ K})} \right]$$

$$\ln \frac{3,46 \times 10^{-2} \text{ detik}^{-1}}{k_2} = -3,01$$

$$\frac{3,46 \times 10^{-2} \text{ detik}^{-1}}{k_2} = e^{-3,01}$$

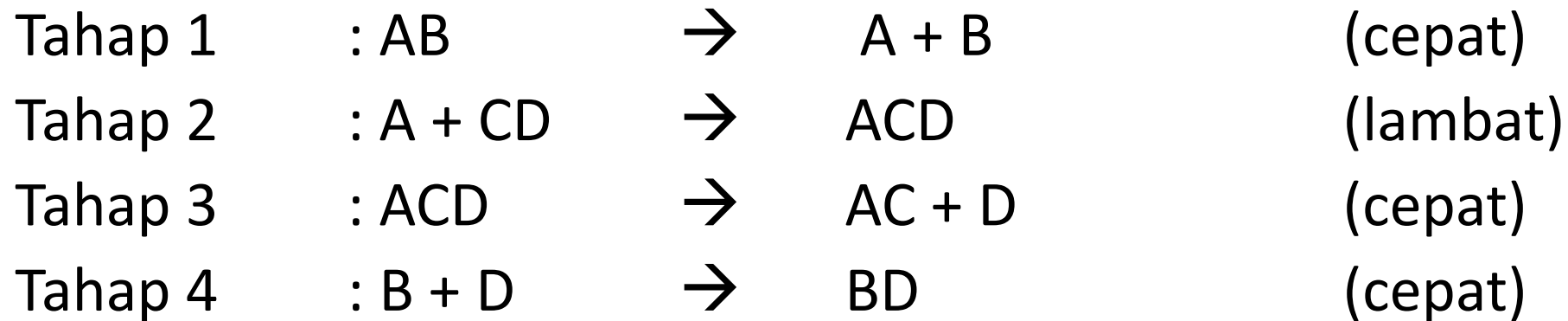
$$\frac{3,46 \times 10^{-2} \text{ detik}^{-1}}{k_2} = 0,0493 \quad \rightarrow k_2 = 0,72 \text{ detik}^{-1}, \text{ konstanta} > \text{pd suhu} >$$

Mekanisme Reaksi

- Tidak selalu ada hubungan antara kemolekulan dan orde reaksi
- Tidak ada hubungan antara persamaan laju reaksi dan persamaan reaksi
- Suatu reaksi tidak langsung terjadi dari pereaksi menjadi hasil reaksi, tetapi melalui tahapan.



Proses yang dilewati meliputi:





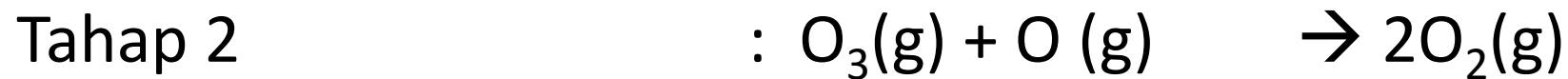
Mekanisme
reaksi



Urutan reaksi dasar yang dilalui oleh pereaksi
sampai hasil reaksi

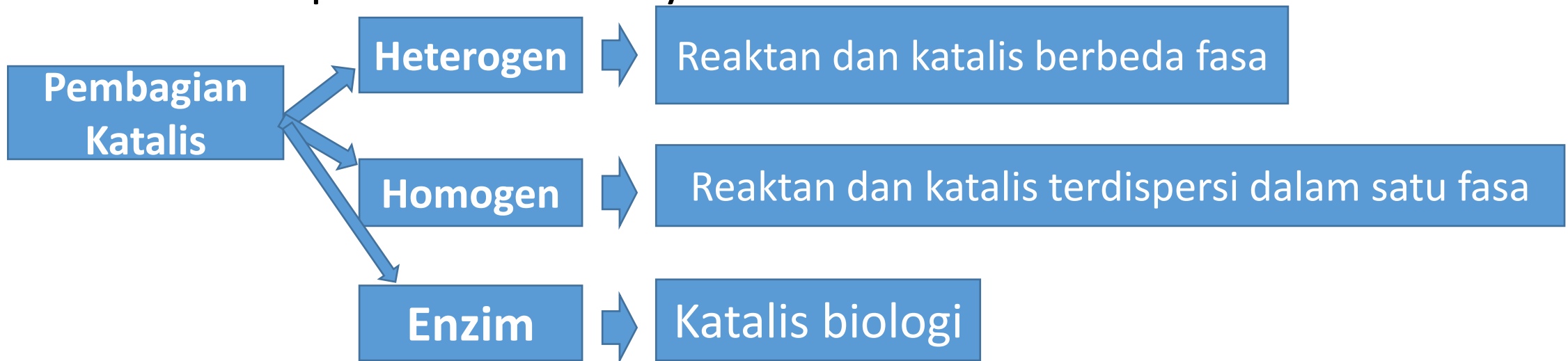
Tahap paling lambat, merupakan penentu laju reaksi, karena merupakan penghalang untuk laju reaksi secara keseluruhan

Perhatikan proses alami dari ozon di stratosfer yang menyerap radiasi ultraviolet yang berbahaya dan terurai membentuk molekul oksigen



Katalis

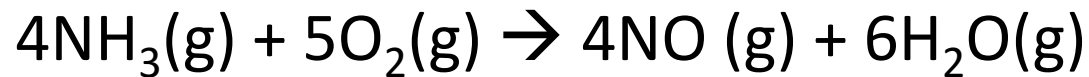
- Zat yang meningkatkan laju reaksi kimia tanpa ikut terpakai
- Katalis dapat membentuk zat antara, tetapi akan diperoleh kembali dalam tahap reaksi berikutnya



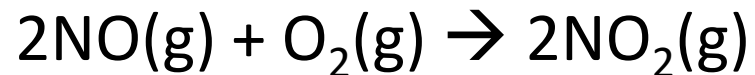
Katalis Heterogen

- Biasanya katalis berupa padatan dan reaktan berwujud gas atau cairan
- Paling penting dalam kimia industry
- Misal: pembuatan asam nitrat (PROSES OSTWALD)

Amonia dan molekul oksigen dipanaskan hingga 800°C dengan katalis platina-rodium



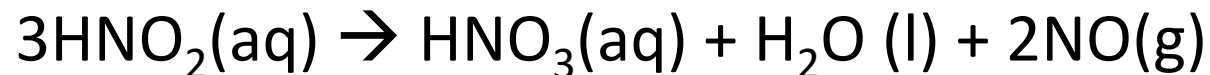
NO yang terbentuk mudah teroksidasi (tanpa katalis)



Ketika dilarutkan dalam air, NO₂ membentuk asam nitrat dan asam nitrit



Jika dipanaskan, asam nitrit berubah menjadi asam nitrat:



NO yang dihasilkan dapat didaur ulang menghasilkan NO₂ pada tahap kedua

Katalis homogen

- Katalis asam dan basa
- Misal reaksi etil asetat dengan air menghasilkan asam asetat dan etanol biasanya berlangsung sangat lambat dan sukar diukur.
- Dengan katalis asam (HCl), laju ea

Katalis enzim

- Meningkatkan laju reaksi hingga 10^6 sampai 10^8 kali
- Spesifik
- Satu enzim hanya bekerja pada molekul tertentu yang disebut substrat(reaktan)
- Sel hidup dapat mengandung sampai 3000 enzim yang berbeda, masing-masing mengkatalis reaksi spesifik yang substratnya dikonversi menjadi produk yang sesuai
- Biasanya merupakan katalis homogen



ALHAMDULILLAH