



**UNIVERSITAS
PANCASILA**
"A PLACE TO CREATE YOUR SUCCESS"



MATA KULIAH KIMIA



KINETIKA KIMIA



Program Studi Teknik Industri
Fakultas Teknik Universitas Pancasila
Semester
Gasal 2025/2026

Dosen Pengampu :
Dr. apt. Liliek Nurhidayati, M.Si.

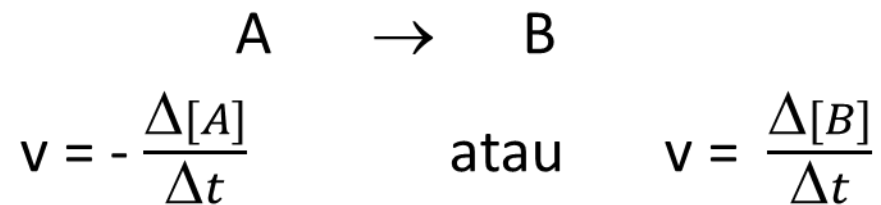
POKOK BAHASAN

- A. Prinsip dasar Kinetika Kimia
- B. Hukum Laju Reaksi
- C. Hubungan antara Konsentrasi Reaktan dan Waktu
- D. Ketergantungan Laju Reaksi dengan Suhu dan Energi Aktivasi
- E. Katalisis

A. Prinsip Dasar Kinetika Kimia

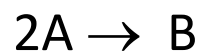
Mempelajari tentang laju / kecepatan reaksi kimia dan faktor-faktor yang mempengaruhinya seperti suhu, konsentrasi reaktan dan katalis

LAJU REAKSI (kecepatan reaksi) : v



Perubahan konsentrasi terhadap fungsi waktu dan dapat dinyatakan dalam bentuk hilangnya reaktan atau munculnya produk baru.

Laju reaksi dapat diukur secara fisik maupun kimia dengan mengikuti perubahan komponen campuran reaksi, baik reaktan maupun produk reaksi pada periode waktu tertentu.



$$\text{laju} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{atau laju} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

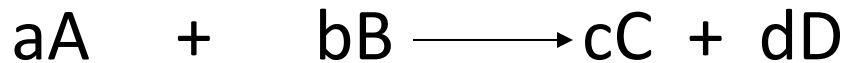


$$\text{Laju} = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$

2. Hukum Laju Reaksi

Secara formal

Laju reaksi sebanding dengan konsentrasi reaktan dipangkat dengan suatu bilangan (= orde reaksi)



$$v = k [A]^x [B]^y$$

Laju reaksi = suatu tetapan dikali dengan fungsi konsentrasi reaktan.

k = tetapan laju reaksi / konstanta laju reaksi

- nilainya tidak tergantung konsentrasi
- tergantung pada suhu
- sebagai laju reaksi bila konsentrasi dari masing-masing jenis adalah satu.

Penentuan Hukum Laju Reaksi

Untuk reaksi yang melibatkan hanya satu reaktan, hukum laju bisa ditetapkan dengan mengukur laju awal reaksi sebagai fungsi dari konsentrasi reaktan (melalui eksperimen)

Untuk reaksi yang melibatkan lebih dari satu reaktan:

Dari data eksperimen pada suhu 1280°C



Dari data berikut tentukan

- hukum laju
- konstanta laju
- Laju reaksi bila $[\text{NO}] = 12,0 \times 10^{-3}\text{M}$ dan $[\text{H}_2] = 6,0 \times 10^{-3}\text{M}$

Experiment	$[\text{NO}] (M)$	$[\text{H}_2] (M)$	Initial Rate (M/s)
1	5.0×10^{-3}	2.0×10^{-3}	1.3×10^{-5}
2	10.0×10^{-3}	2.0×10^{-3}	5.0×10^{-5}
3	10.0×10^{-3}	4.0×10^{-3}	10.0×10^{-5}

Penyelesaian

$$\text{rate} = k[\text{NO}]^x[\text{H}_2]^y$$

a). Hukum laju (v)

Dari data eksperimen 1 dan 2

$$\frac{\text{rate}_2}{\text{rate}_1} = \frac{5.0 \times 10^{-5} \text{ M/s}}{1.3 \times 10^{-5} \text{ M/s}} \approx 4 = \frac{k(10.0 \times 10^{-3} \text{ M})^x(2.0 \times 10^{-3} \text{ M})^y}{k(5.0 \times 10^{-3} \text{ M})^x(2.0 \times 10^{-3} \text{ M})^y}$$

Oleh karena itu:

$$\frac{(10.0 \times 10^{-3} \text{ M})^x}{(5.0 \times 10^{-3} \text{ M})^x} = 2^x = 4$$

$$x = 2$$

Dari data eksperimen 2 dan 3

$$\frac{\text{rate}_3}{\text{rate}_2} = \frac{10.0 \times 10^{-5} \text{ M/s}}{5.0 \times 10^{-5} \text{ M/s}} = 2 = \frac{k(10.0 \times 10^{-3} \text{ M})^x(4.0 \times 10^{-3} \text{ M})^y}{k(10.0 \times 10^{-3} \text{ M})^x(2.0 \times 10^{-3} \text{ M})^y}$$

Oleh karena itu:

$$\frac{(4.0 \times 10^{-3} \text{ M})^y}{(2.0 \times 10^{-3} \text{ M})^y} = 2^y = 2$$

$$y = 1$$

hukum lanjutnya menjadi $v = k [\text{NO}]^2[\text{H}_2]$, orde reaksi total = 2+1=3

b) Konstanta laju

nilai konstanta laju (k) bisa dihitung dari data salah satu eksperimen

$$\text{rate} = k[\text{NO}]^2[\text{H}_2] \quad \longrightarrow \quad k = \frac{\text{rate}}{[\text{NO}]^2[\text{H}_2]}$$

dari eksperimen 2 diperoleh

$$k = \frac{5.0 \times 10^{-5} \text{ M/s}}{(10.0 \times 10^{-3} \text{ M})^2(2.0 \times 10^{-3} \text{ M})} \\ = 2.5 \times 10^2 / \text{M}^2 \cdot \text{s}$$

c) Laju reaksi bila $[\text{NO}] = 12,0 \times 10^{-3} \text{ M}$ dan $[\text{H}_2] = 6,0 \times 10^{-3} \text{ M}$

$$\text{rate} = (2.5 \times 10^2 / \text{M}^2 \cdot \text{s})(12.0 \times 10^{-3} \text{ M})^2(6.0 \times 10^{-3} \text{ M}) \\ = 2.2 \times 10^{-4} \text{ M/s}$$

3. Hubungan antara konsentrasi reaktan dan waktu

ORDE REAKSI : Bilangan eksponen masing-masing konsentrasi reaktan pada persamaan laju reaksi ATAU jumlah pangkat faktor konsentrasi dalam hukum bentuk diferensial

Reaksi orde-nol

Reaksi orde-nol adalah reaksi yang lajunya dapat ditulis sebagai :

$$-\frac{d[A]}{dt} = k [A]^0 \quad \text{laju} = k$$

k adalah konstanta laju orde nol.

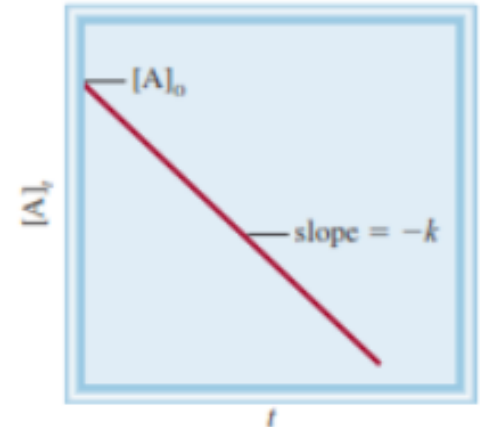
Persamaan tersebut juga menyatakan bahwa laju reaksi orde-nol tidak tergantung pada konsentrasi reaktan.

Persamaan diferensial di atas diintegrasikan dengan kondisi awal,

$$t = 0 \quad [A] = [A]_0, \text{ sehingga}$$

$$[A] = [A]_0 - kt \quad \text{atau} \quad k = \frac{[A]_0 - [A]}{t}$$

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



Contoh reaksi:

- reaksi fotosintesis
- dekomposisi katalitik fosfin pada wolfram panas tekanan tinggi

Reaksi orde kesatu

Reaksi-reaksi orde kesatu adalah reaksi-reaksi yang lajunya berbanding langsung dengan konsentrasi reaktan

$$\text{laju} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{dari hukum laju reaksi} \quad \text{laju} = k[A]$$

$$\text{Sehingga} \quad -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k[A] \quad k = -\frac{\Delta[A]}{[A]} \frac{1}{\Delta t}$$

satuan dari $\Delta[A]$ dan $[A]$ adalah M ; Δt adalah s

$$\text{satuan } k: \frac{M}{M s} = \frac{1}{s} = s^{-1}$$

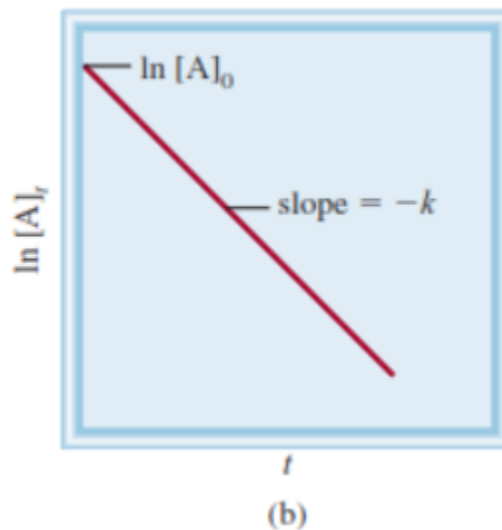
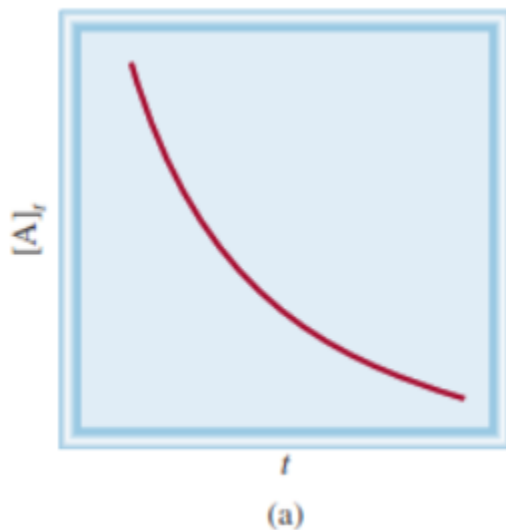
$$\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -kt$$

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

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

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

$$\begin{array}{ccccccc} \updownarrow & & \updownarrow & \updownarrow & & \updownarrow & \\ y & = & m & x & + & b \end{array}$$



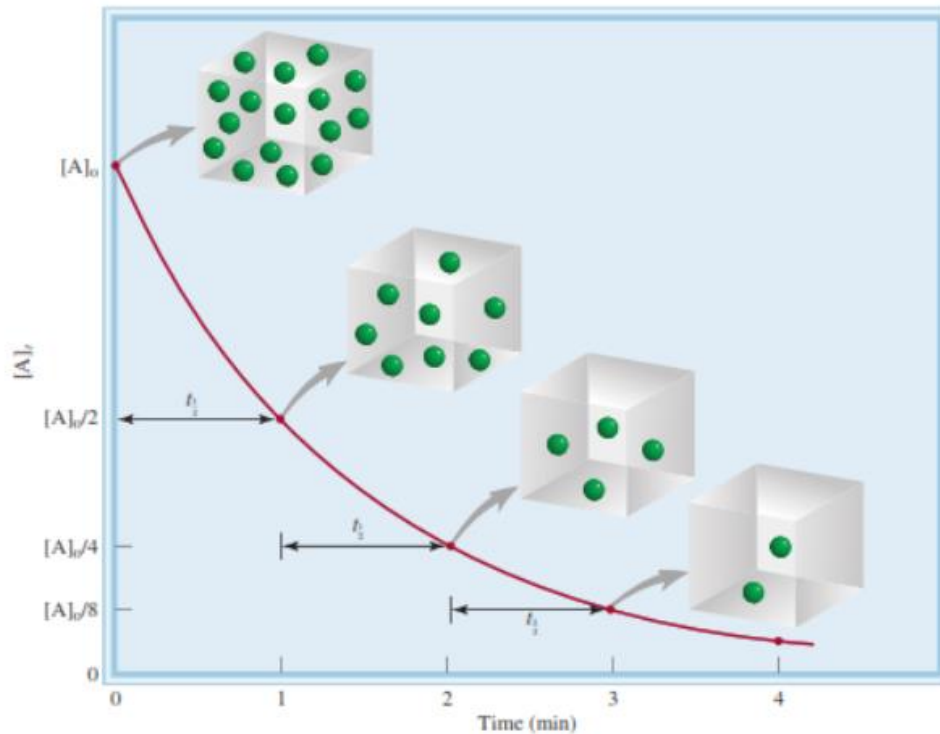
Contoh reaksi :

- a. $\text{C}_2\text{H}_6 \longrightarrow 2\text{CH}_3$
- b. $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{CCl}_4) \longrightarrow 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
(N_2O_5) dalam pelarut CCl_4)

Waktu paruh

- Waktu paruh = waktu yang diperlukan saat reaktan menjadi setengah dari konsentrasi awal.

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



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

$$t_{1/2} = \frac{1}{k} \ln 2 = \frac{0.693}{k}$$

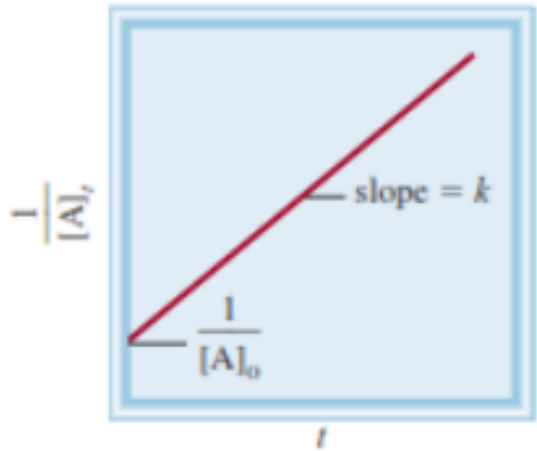
Reaksi orde kedua

- $A \rightarrow \text{produk}$ Laju = $k[A]^2$
- $A + B \rightarrow \text{produk}$ laju = $k[A][B]$

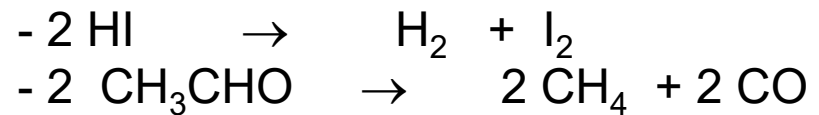
$$\frac{1}{[A]_t} = \frac{1}{[A]_0} + kt$$

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

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

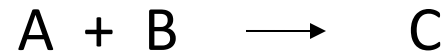


Contoh:



Contoh soal:

1. Diketahui:



	[A]	[B]	V Ms ⁻¹
1	0,1	0,1	2
2	0,2	0,1	4
3	0,1	0,2	4

Ditanyakan:

Orde reaksi terhadap masing-masing reaktan

Orde reaksi produk = orde total

Jawab :

$$v = k[A][B]$$

Orde untuk A → cari B yang sama sehingga yang dibandingkan hanya [A] saja

$$\frac{v_1}{v_2} = \left[\frac{[A]_1}{[A]_2} \right]^a \quad a = \text{orde reaksi}$$

$$\frac{2}{4} = \left(\frac{0,1}{0,2} \right)^a \rightarrow \frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2} \right)^a \quad a = 1$$

∴ untuk A → orde reaksi kesatu

Untuk B → cari [A] yang sama

$$\frac{v_1}{v_3} = \left[\frac{[B]_1}{[B]_3} \right]^a \quad a = \text{orde reaksi}$$

$$\frac{2}{4} = \left(\frac{0,1}{0,2} \right)^a \rightarrow \frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2} \right)^a \quad a = 1,$$

∴ reaksi pembentukan C → orde kedua

2. Diketahui :

Reaksi berorde kesatu dengan $t_{1/2} = 28,1$ thn

konsentrasi awal reaktan $1 \mu\text{g}$

Ditanyakan:

Konsentrasi setelah 18 thn

Jawab :

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

$$k = \frac{\ln 2}{28,1} = \frac{0,693}{28,1} = 0,0246$$

Orde kesatu

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

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

$$\ln [A] = \ln 1 - 0,0246 \cdot 18 \quad \Leftrightarrow [A] = 0,642$$

Setelah 18 tahun konsentrasi menjadi $0,642 \mu\text{g}$

Latihan soal :

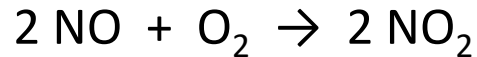
1. Konstanta laju dekomposisi orde pertama N_2O_5 dalam reaksi : $2\text{N}_2\text{O}_5 \rightarrow 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ adalah $k = 3,38 \times 10^{-5} \text{ s}^{-1}$ pada 25°C
Hitung waktu paruh N_2O_5 dalam menit
2. Reaksi : $2\text{A} \rightarrow \text{P}$ mempunyai hukum laju orde kedua dengan $k = 3,50 \times 10^{-4} \text{ liter mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$. Hitunglah waktu (dalam jam) yang diperlukan agar konsentrasi A berubah dari 0,260 M menjadi 0,011 M.

Persamaan laju reaksi, hukum laju, waktu paruh dan konstanta laju reaksi

Orde	Persamaan laju diferensial	Hukum laju terintegrasi	Waktu paruh	Satuan konstanta laju
0	$-d[A]/dt = k$	$[A]_t = [A]_0 - kt$	$\frac{[A]_0}{2k}$	$\text{mol liter}^{-1} \text{det}^{-1}$
1	$-d[A]/dt = k[A]$	$\ln[A]_t = \ln[A]_0 - kt$	$\frac{\ln 2}{k}$	det^{-1}
2	$-d[A]/dt = k[A]^2$	$\frac{1}{[A]_t} = \frac{1}{[A]_0} + kt$	$\frac{1}{k[A]_0}$	$\text{liter mol}^{-1} \text{det}^{-1}$

4. Ketergantungan Laju Reaksi dengan Suhu dan Energi Aktivasi

- Umumnya laju reaksi bertambah dengan naiknya suhu, kecuali



- Konstanta laju meningkat lebih kurang dua kali untuk tiap kenaikan 10°C.

Hubungan kuantitatif antara k dan suhu → **persamaan Arrhenius**

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

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

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

$$\begin{array}{ccccccc} \updownarrow & & \updownarrow & & \updownarrow & & \updownarrow \\ y & = & m & x & + & b \end{array}$$

E_a adalah **energi pengaktivasi**, yakni molekul-molekul yang harus mempunyai energi sebanyak ini sebelum membentuk produk.

A = faktor praeksponensial satuan sama dengan k

A dan E_a disebut parameter Arrhenius

Hubungan ln k terhadap 1/T → garis lurus

kemiringan = -E_a/R

Pengaruh suhu :

- Suhu naik $10^{\circ}\text{C} \rightarrow$ laju reaksi; V naik $2x$

$$V_t = 2^n \cdot V_o$$

$$t = t_o / 2^n$$

Contoh:

1. Pada suatu reaksi jika suhu dinaikkan 10°C reaksi menjadi $2x$ lebih cepat. Kalau pada suhu $T^{\circ}\text{C}$ reaksi berlangsung 12 menit maka pada suhu $T + 30^{\circ}\text{C}$ berapa lama reaksi berlangsung ?

$$n = (T + 30) - T / 10 = 30/10 = 3$$

$$t = 12\text{menit} / 2^3 = 1,5 \text{ menit}$$

Contoh soal :

2. Reaksi $A + B \rightarrow C + D$

pada suhu 25°C berlangsung sempurna dalam waktu 32 menit, apabila setiap kenaikan suhu 10°C kecepatan reaksinya menjadi 2 X semula, pada suhu 55°C hitung waktu yang dibutuhkan untuk berlangsungnya reaksi sempurna.

Penyelesaian

$$\begin{array}{ccccccc} 25^{\circ} & \text{----} & 35^{\circ} & \text{---} & 45^{\circ} & \text{----} & 55^{\circ} \\ & & 2x & & 2x & & 2x \\ & & & & & & \rightarrow 2^3 = 8 \\ & & 32 \text{ menit} & : & 8 & = & 4 \text{ menit} \end{array}$$

ATAU :

$$\begin{aligned} n &= (55 - 25) / 10 = 3 \\ t &= 32 \text{ menit} / 2^3 \\ &= 32 \text{ menit} / 8 \\ &= 4 \text{ menit} \end{aligned}$$

3. Tabel data suhu dan laju reaksi :

suhu (°C)	laju reaksi
25	0,001
45	0,003
65	0,009
125	0,243

Berdasarkan data tabel diatas hitung laju reaksi pada suhu 85°C.

Jawab :

tiap suhu naik 20 °C laju reaksi naik 3 x

$$V_{85} = 3^n V_o \rightarrow n = (T - T_o) / 20 = (85 - 25) / 20$$

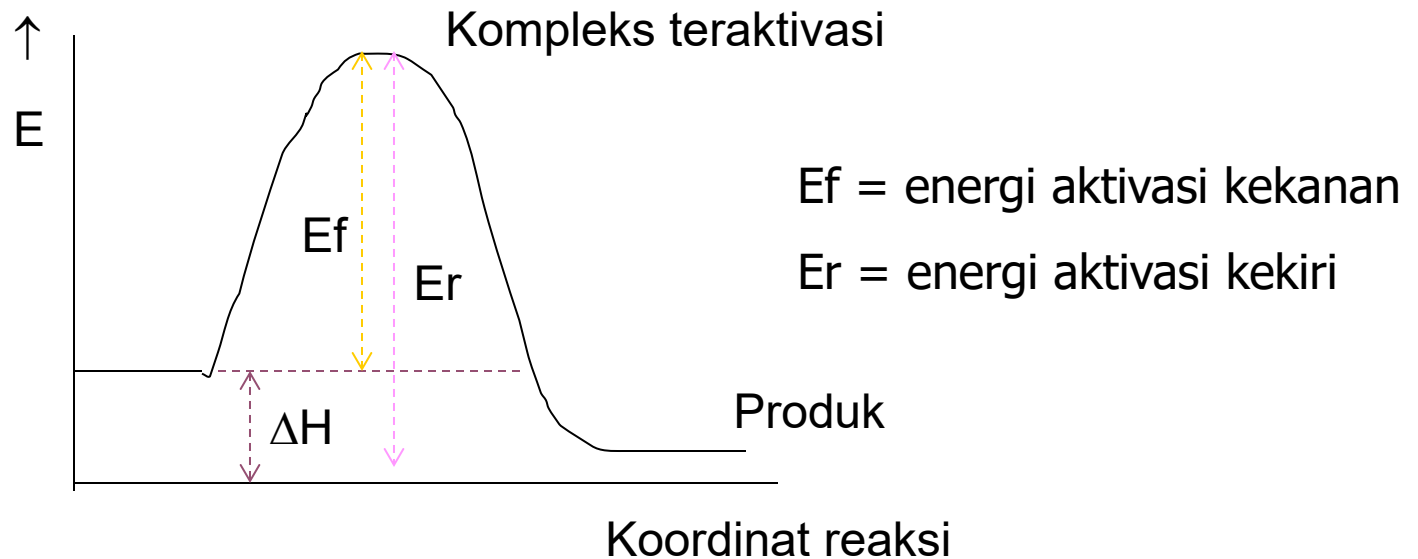
$$n = 3$$

$$V_{85} = 3^3 0,001 = 27 \times 0,001 = 0,027$$

Hubungan antara konstanta laju pada dua suhu adalah:

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

Kalau reaksi bimolekuler : 2 molekul beda tumbukan ,puncak energi penghalang $A+B \rightarrow$ membentuk kompleks aktif

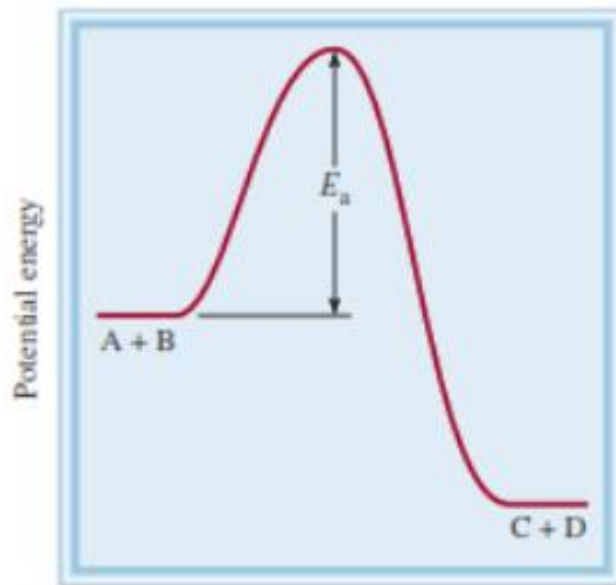


Plot E (energi) terhadap koordinat reaksi

Perbedaan antara energi reaktan dan produk dikenal sebagai panas reaksi (ΔH)

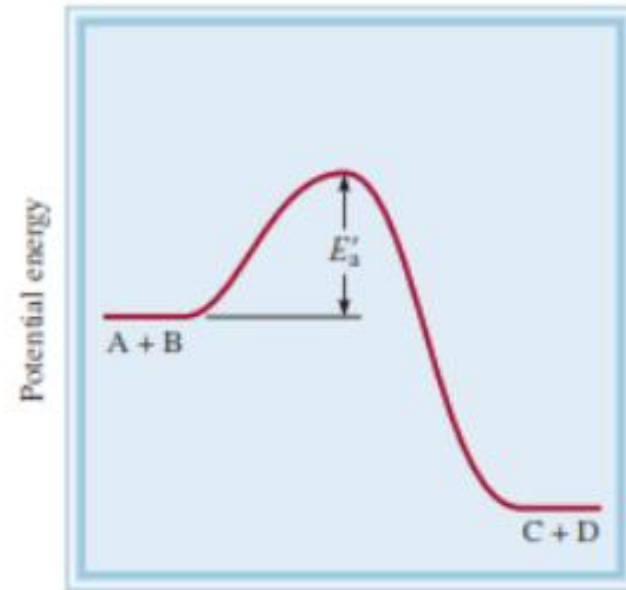
5. Katalis

Katalis menurunkan E_a sehingga jumlah tumbukan yang efektif bertambah besar, pada suhu yang sama laju reaksinya lebih tinggi.



Reaction progress

(a)



Reaction progress

(b)

KATALIS :

katalis dapat mempengaruhi kecepatan reaksi tetapi tidak terlibat dalam reaksi kimia

- katalis positif : mempercepat reaksi
- katalis negatif : memperlambat reaksi misalnya:
gliserin $\rightarrow$ memperlambat peruraian H_2O_2

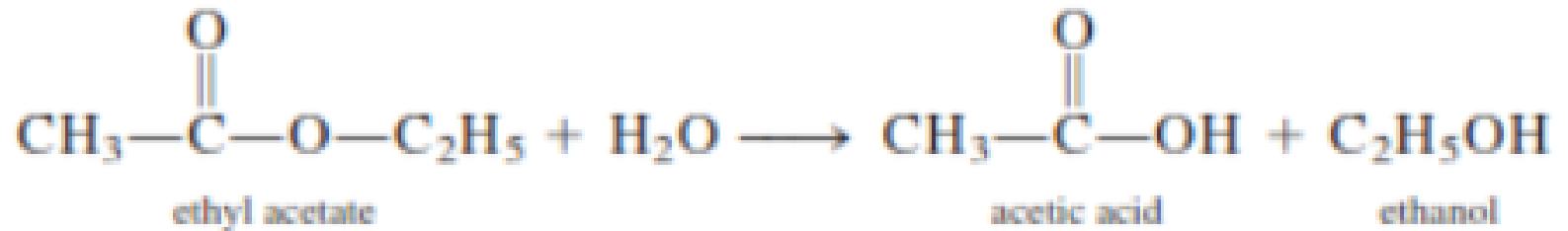
Sifat-sifat katalisator :

1. Menurunkan energi aktivasi
2. Mempercepat laju reaksi (maju / reaksi balik)
3. Konsentrasi katalis > besar, reaksi semakin cepat
4. Logam transisi (Pt, Ni, Fe) banyak digunakan sebagai katalis heterogen
5. Katalis tidak mengubah tetapan kesetimbangan (K)

Jenis-jenisnya:

1. Katalis homogen

Katalis yang fasenya sama dengan campuran reaksinya.



tanpa katalis laju = $k[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]$

dengan katalis laju = $k[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5][\text{H}^+]$

2. Katalis heterogen

Katalis yang fasenya berbeda dengan campuran reaksinya.

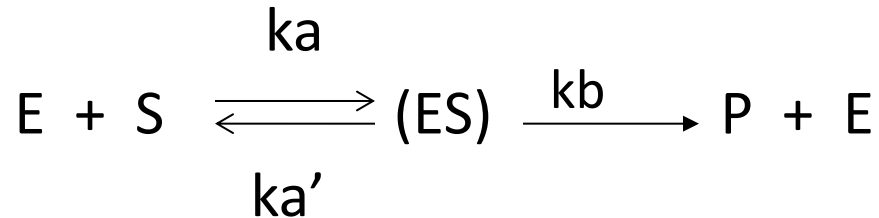
Contoh:

- a. Harber process : Penggunaan K dan Al pada industri ammonia (dari hidrogen dan nitrogen)
- b. Industri asam nitrat melalui Ostwald process

3. Biokatalis = enzim

Reaksi dengan enzim sebagai katalis merupakan contoh reaksi dengan pembentukan zat antara (intermediate).

Mekanisme Michaelis-Menten dari kerja enzim:



Laju pembentukan produk :

jika $[\text{S}] \gg K_M$ orde ke-nol terhadap S

$$\frac{d[\text{P}]}{dt} = k[\text{E}]_0$$

$$k = \frac{k_b[\text{S}]}{K_M + [\text{S}]}$$

$$K_M = \frac{k_b + k_{a'}}{k_a}$$

Jika $[S] \gg K_M$ orde ke-nol terhadap S

k_b merupakan bilangan pembalik maksimum.

$k_b[E]_0$ disebut velositas maksimum enzimolis.

Jika $[S] \ll K_M$, maka laju pembentukan produk adalah

$$\frac{d[P]}{dt} = \frac{k_b}{K_M} [E]_0 [S]$$

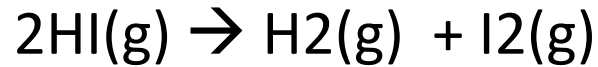
K_M = konstanta Michaelis

$[S]$ = konsentrasi substrat

$[E]$ = konsentrasi enzim

$$\frac{1}{k} = \frac{1}{k_b} + \frac{K_M}{k_b[S]}$$

3. Pada suhu tinggi , HI bereaksi menurut persamaan kimia :



pada 443° C laju reaksi meningkat seiring meningkatnya konsentrasi HI sebagai berikut :

[HI] (M)	0,0050	0,010	0,020
V (Mdet ⁻¹)	7,5.10 ⁻⁴	3,0.10 ⁻³	1,2.10 ⁻²

- Tentukan orde reaksi dan tulis persamaan orde reaksi
- Hitung tetapan laju dan nyatakan satuannya
- Hitung laju reaksi untuk HI dengan konsentrasi 0,0020 M

Penyelesaian :

- Hukum laju pada 2 konsentrasi yang berbeda : [HI]₁ dan [HI]₂

$$\text{laju}_1 = k[\text{HI}]_1^n$$

$$\text{laju}_2 = k[\text{HI}]_2^n \rightarrow \text{laju}_1/\text{laju}_2 = \{[\text{HI}]_1/[\text{HI}]_2\}^n$$
$$\frac{7,5 \times 10^{-4}}{3,0 \times 10^{-3}} = \left[\frac{0.005}{0.010} \right]^n$$

$$1/4 = 1/2^n \rightarrow n = 2$$

jadi hukum laju nya $V = k[\text{HI}]^2$

b. Bisa ambil salah satu saja : $k = v/[\text{HI}]^2$

$$= 30$$

c. $[\text{HI}] = 0,0020 \text{ M}$

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

Soal latihan:

<1>. Pada reaksi $A \rightarrow P$, konsentrasi awal A adalah 0,1205 M dan 53 detik kemudian $A = 0,1168$ M. Berapa laju awal reaksi dinyatakan dalam :

(a) $\text{mol L}^{-1} \text{det}^{-1}$

(b) $\text{mol L}^{-1} \text{menit}^{-1}$

<2>. Pada reaksi : $2A + B \rightarrow C + 3D$, pereaksi A hilang dengan laju $2,6 \times 10^{-4}$

(a) berapa laju reaksi

(b) berapa laju pembentukan D

<3>. Laju reaksi awal : $A + B \rightarrow C$ ditentukan pada beberapa kondisi awal yang berbeda . Hasilnya dapat dilihat pada tabel dibawah ini :

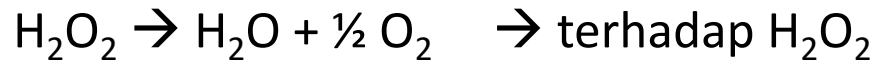
No percobaan	konsentrasi awal (M)		laju awal mol L ⁻¹ det ⁻¹
	[A]	[B]	
1	0,038	0,060	$1,4 \times 10^{-5}$
2	0,076	0,060	$2,8 \times 10^{-5}$
3	0,076	0,030	$1,4 \times 10^{-5}$

Tentukan orde reaksi terhadap A dan B

(b) Berapa orde reaksi total

→ Petunjuk Cari konsentrasi yang sama → bandingkan

4. Larutan H_2O_2 dalam air dengan konsentrasi awal 2,32 M dibiarkan terurai mengikuti orde -1. Berapa $[\text{H}_2\text{O}_2]$ setelah waktu = 1200 detik? Diketahui $k = 7,30 \times 10^{-4} \text{ detik}^{-1}$



→ persamaan untuk orde -1 : $\ln [A]_t - \ln [A]_0 = -kt$

5. Pada reaksi dekomposisi larutan H_2O_2 dalam air diketahui $k = 7,30 \times 10^{-4} \text{ detik}^{-1}$, hitung :

(a) % H_2O_2 yang terurai setelah 500 detik

→ $\log [\text{H}_2\text{O}_2]_t / [\text{H}_2\text{O}_2]_0 = -kt / 2,303$ → didapat yang belum terurai, dari sini bisa dicari yang sdh terurai

(b) waktu yang diperlukan untuk dekomposisi $\frac{1}{2}$ bagian dari larutan H_2O_2 .

→ $\log [\text{H}_2\text{O}_2]_t / [\text{H}_2\text{O}_2]_0 = -kt / 2,303$



Reaksi orde pertama $A \rightarrow P$, mempunyai $k = 1,05 \times 10^{-3} \text{ det}^{-1}$. dimulai dengan

$[A] = 0,8 \text{ M}$ hitung :

- Berapa $[A]$ 15 menit kemudian
- Setelah berapa lama(menit) $[A]$ menjadi $0,20 \text{ M}$
- Berapa lama waktu yang dibutuhkan untuk terbentuknya 50% P.

Selamat Belajar