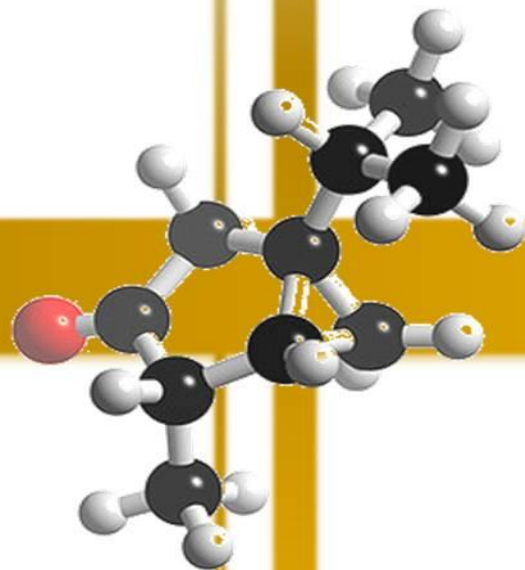


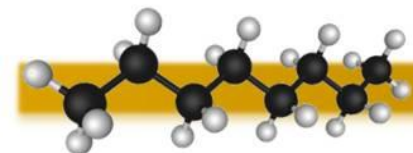
Kinetika Kimia





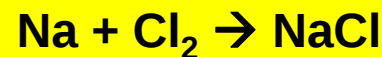
Pokok Bahasan

1. Konsep laju reaksi dan faktor mempengaruhi yang laju reaksi
2. Hubungan konsentrasi dengan laju reaksi
3. Perubahan konsentrasi terhadap waktu
4. Temperatur dan laju reaksi
5. Mekanisme reaksi
6. Katalisis



Kinetika kimia (pendahuluan)

- Beberapa reaksi kimia berlangsung cepat, misalnya
 - reaksi antara logam Na dengan Cl_2
 - reaksi oksidasi gula dalam lelehan KClO_3 membentuk CO_2 , H_2O dan KCl
- Beberapa reaksi berlangsung sangat lambat, misalnya
 - reaksi pembentukan karat besi pada temperatur ruang
 - reaksi antara bensin dan oksigen pada temperatur ruang

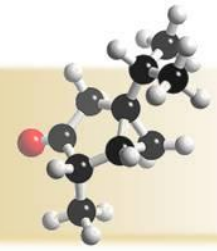




Kinetika

- Study kecepatan dimana proses kimia terjadi.
- Informasi tentang Mekanisme reaksi.



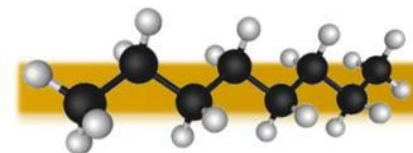


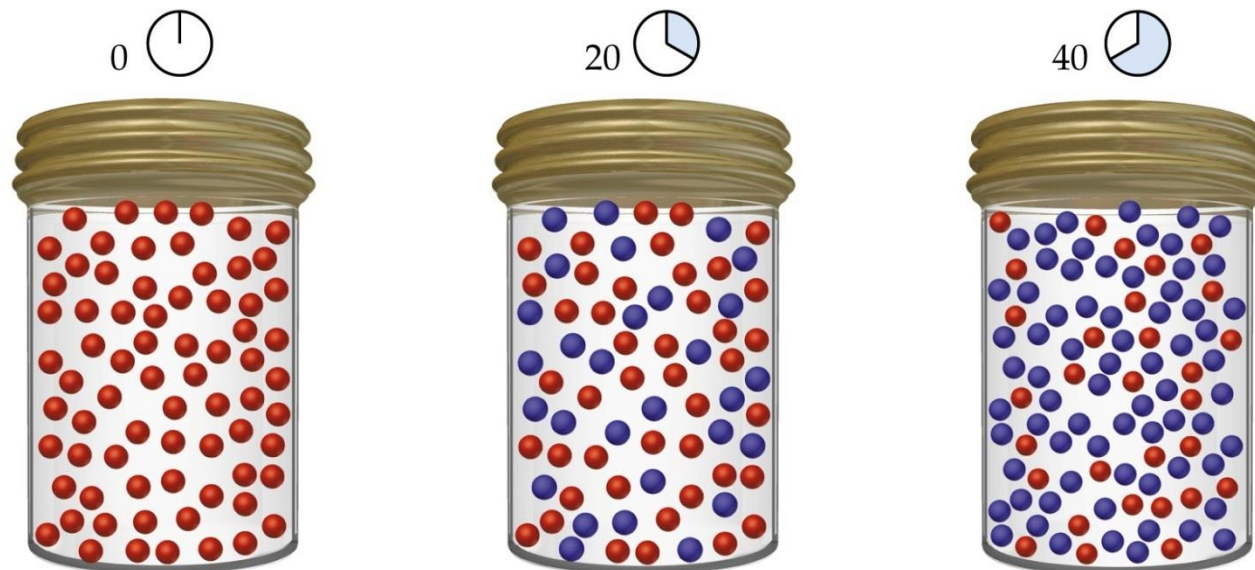
1. Konsep Laju Reaksi

- Laju suatu reaksi diukur berdasarkan perubahan konsentrasi dengan waktu
- Contoh reaksi : $A \rightarrow B$

$$\text{Laju rata - rata} = \frac{\Delta(\text{mol}B)}{\Delta t}$$

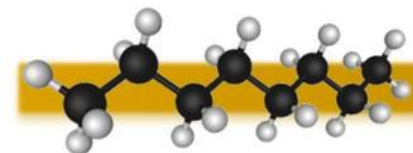
- Misal A bereaksi membentuk B dan dimulai dengan 1 mol A :
 - pada $t = 0$, terdapat 1 mol A (100 bulatan merah) dan tidak terdapat B (bulatan biru)
 - pada $t = 20$ detik, terdapat 0,54 mol A dan 0,46 mol B
 - pada $t = 40$ detik, terdapat 0,30 mol A dan 0,70 mol B





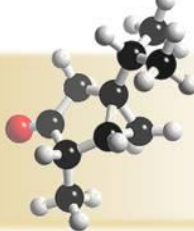
Laju rata – rata pembentukan B =
$$\frac{[B]_{t_2} - [B]_{t_1}}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

$$= \frac{0,46M - 0,00M}{20 \text{ detik} - 0} = 2,3 \times 10^{-2} M / \text{detik}$$

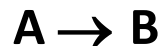




Konsep Laju Reaksi ...



- Ada 2 cara untuk mengukur laju, misal untuk reaksi :

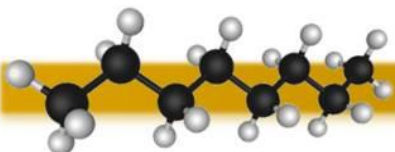


yaitu laju pembentukan produk (perubahan mol B per satuan waktu) atau laju berkurangnya reaktan (perubahan mol A per satuan waktu)

$$\begin{aligned}\text{Lajurata-rataberkurangnya A} &= -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} \\ &= -\frac{0,54\text{M}-1,00\text{M}}{20\text{detik}-0} = 2,3 \times 10^{-2} \text{M/detik}\end{aligned}$$

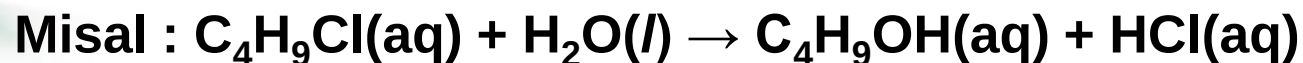
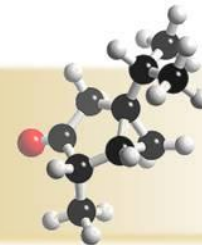
- Satuan laju adalah Molaritas per satuan waktu
- Laju berubah dengan waktu (seperti pada contoh)

$$\text{Laju rata-rata berkurangnya A} = -\frac{0,30\text{M}-1,00\text{M}}{40\text{detik}-0} = 1,75 \times 10^{-2} \text{M/detik}$$



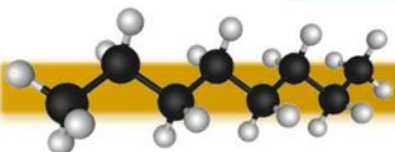


Konsep Laju Reaksi ...



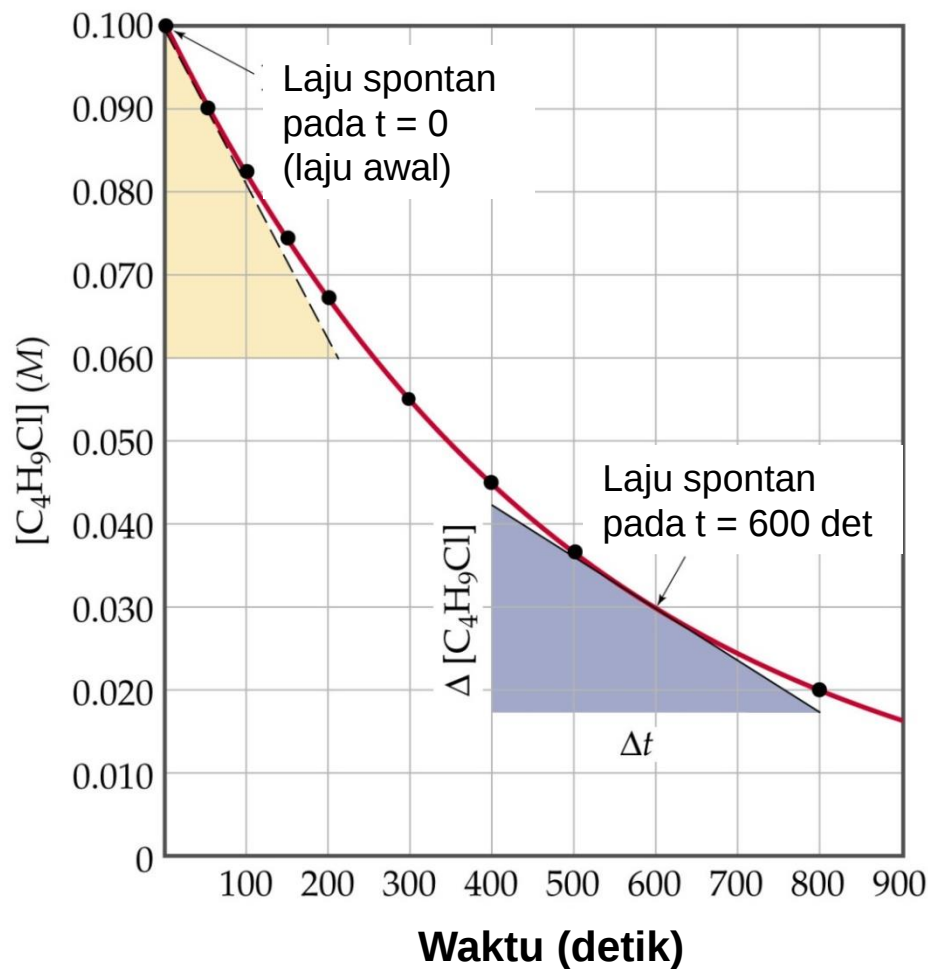
Tabel Data Laju Reaksi $\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}$ dengan Air

Time, t (s)	$[\text{C}_4\text{H}_9\text{Cl}]$ (M)	Average Rate (M/s)
0.0	0.1000	 1.9×10^{-4}
50.0	0.0905	
100.0	0.0820	1.7×10^{-4}
150.0	0.0741	1.6×10^{-4}
200.0	0.0671	1.4×10^{-4}
300.0	0.0549	1.22×10^{-4}
400.0	0.0448	1.01×10^{-4}
500.0	0.0368	0.80×10^{-4}
800.0	0.0200	0.560×10^{-4}
10,000	0	



Konsep Laju Reaksi ...

- Laju rata-rata bertambah kecil dengan waktu
- Plot $[C_4H_9Cl]$ terhadap waktu





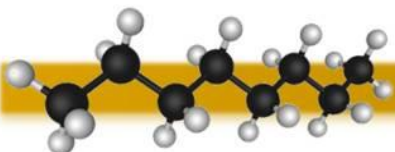
Konsep Laju Reaksi ...



- Laju pada setiap saat adalah kemiringan kurva dan tidak sama dengan laju rata-rata
- Yang dimaksud dengan laju adalah laju pada setiap saat, bukan laju rata-rata
- Jalannya reaksi dapat diikuti dengan bermacam cara, misal pada reaksi dekomposisi N_2O_5 dalam pelarut CCl_4

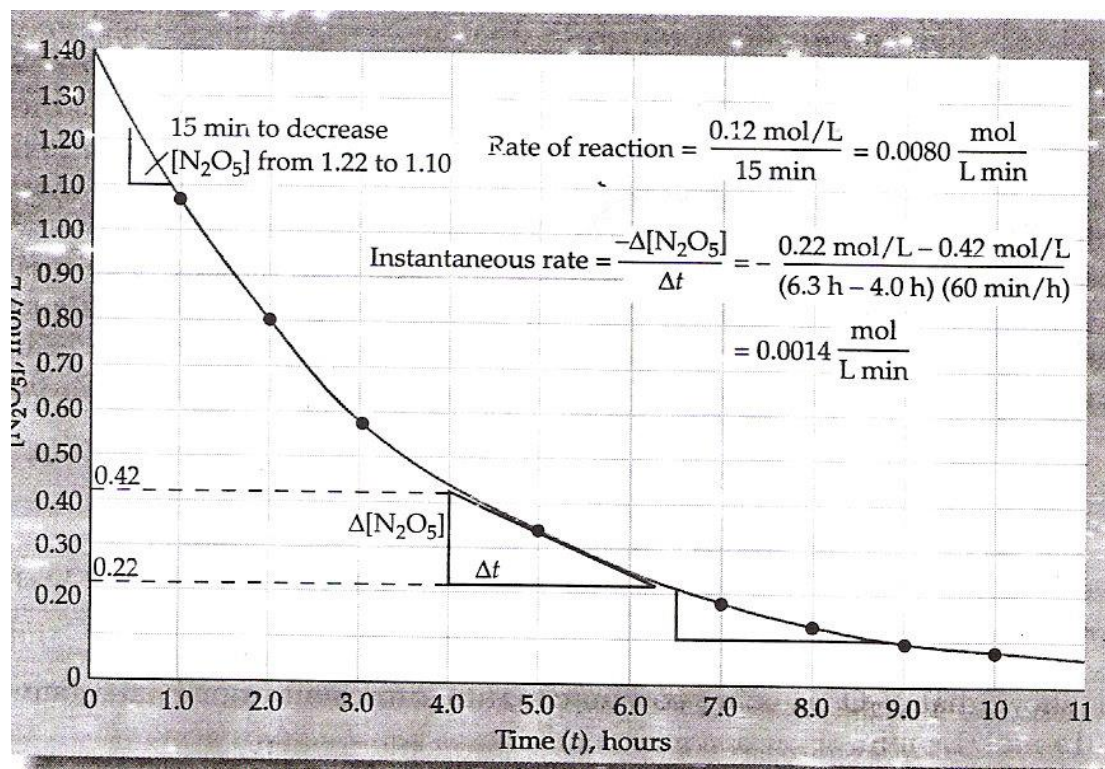


- reaksi diikuti dengan memonitor kenaikan tekanan gas O_2 , dimana banyaknya mol gas dihitung menggunakan persamaan gas ideal, $pV = nRT$ dan sesuai stokiometri reaksi 1 mol O_2 ekuivalen dengan 2 mol N_2O_5



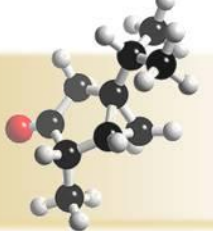
Konsep Laju Reaksi ...

$$\text{Laju reaksi} = - \frac{\Delta[N_2O_5]}{\Delta t}$$





Laju dan Stokiometri Reaksi



- Laju berkurangnya tiap reaktan dan laju bertambahnya tiap produk reaksi harus mengikuti stokiometri reaksi :

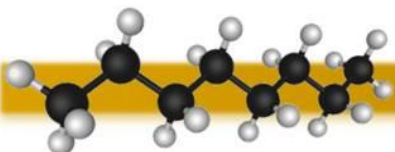


- dimana 2 mol HI terurai menjadi 1 mol H_2 dan 1 mol I_2 , sehingga laju berkurangnya HI adalah dua kali laju pembentukan H_2 dan I_2 dan untuk menyamakan laju, maka laju berkurangnya HI harus dibagi dua, atau :

$$\text{Laju} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{HI}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{H}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{I}_2]}{\Delta t}$$

- Untuk reaksi umum : $a \text{ A} + b \text{ B} \rightarrow c \text{ C} + d \text{ D}$ berlaku :

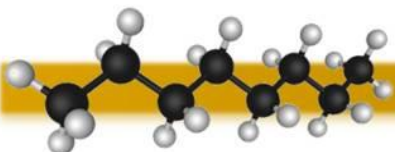
$$\text{Laju} = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[\text{A}]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[\text{B}]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[\text{C}]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[\text{D}]}{\Delta t}$$



Faktor yang mempengaruhi kecepatan reaksi



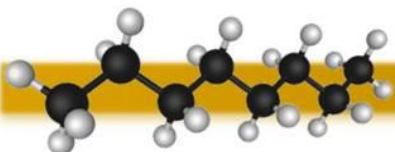
- Keadaan fisik dari Reaktan
 - Agar terjadi reaksi, molekul2 harus saling kontak satu sama lain.
 - Semakin homogen suatu campuran reaktan, semakin cepat molekul2 tsb bereaksi.



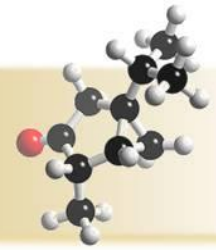
Faktor yang mempengaruhi kecepatan reaksi



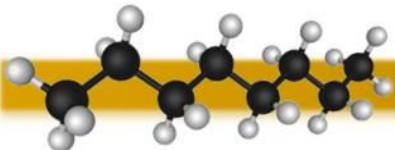
- Konsentrasi dari Reaktan
 - Ketika konsentrasi reaktan meningkat, peluang molekul2 melakukan tumbukan menjadi lebih besar.



Faktor yang mempengaruhi kecepatan reaksi

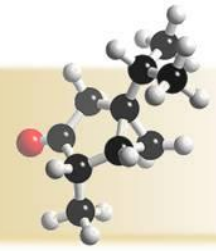


- Temperature
 - Pada temperatur tinggi, molekul-molekul reaktan memiliki energi kinetik yang lebih besar, lebih cepat dan bertumbukan lebih sering.

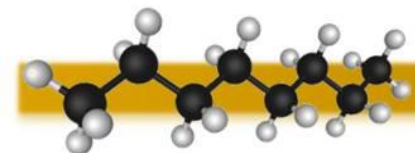




Faktor yang mempengaruhi kecepatan reaksi



- Kehadiran katalis
 - Katalis mempercepat reaksi dengan merubah mekanisme reaksi.
 - Katalis tidak dikonsumsi selama reaksi (dihasilkan kembali setelah reaksi). Note: **Katalis ikut bereaksi**



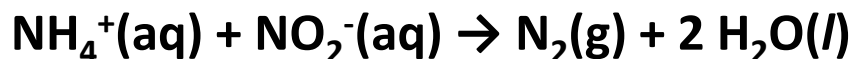


2. Konsentrasi dan Laju Reaksi

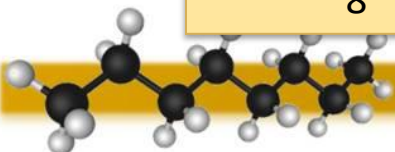


- Hukum laju dan tetapan laju

Pada umumnya laju bertambah dengan meningkatnya konsentrasi, seperti laju pada awal reaksi bergantung pada konsentrasi awal reaktan :



No percobaan	Konsentrasi awal NH_4^+ (M)	Konsentrasi awal NO_2^- (M)	Laju awal teramati (M/detik)
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	$43,3 \times 10^{-7}$





Konsentrasi dan Laju Reaksi ...



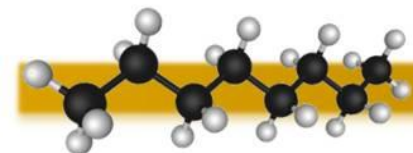
Data menunjukkan bahwa dengan merubah konsentrasi $[\text{NH}_4^+]$ atau $[\text{NO}_2^-]$ laju reaksi juga berubah, dimana laju berbanding langsung dengan konsentrasi reaktan :

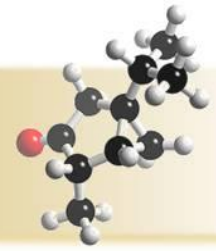
$$\text{Laju} = k[\text{NH}_4^+][\text{NO}_2^-]$$

Untuk reaksi umum : $a \text{ A} + b \text{ B} \rightarrow c \text{ C} + d \text{ D}$ berlaku :

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

dimana : k disebut tetapan laju, nilainya berubah dengan temperatur
nilai eksponen m dan n umumnya kecil dan merupakan bilangan bulat 0, 1 atau 2





Konsentrasi dan Laju Reaksi

- Orde reaksi

Bentuk umum hukum laju atau persamaan laju reaksi :

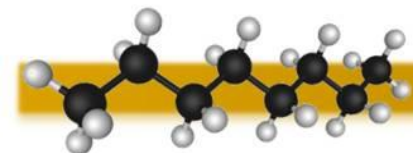
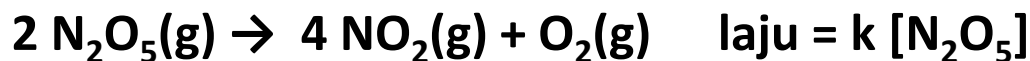
$$\text{Laju} = k[\text{reaktan1}]^m[\text{reaktan2}]^n$$

Eksponen pada hukum laju menunjukkan bagaimana laju dipengaruhi oleh konsentrasi masing-masing reaktan

Reaksi orde ke nol, adalah bila konsentrasi tidak berpengaruh pada laju

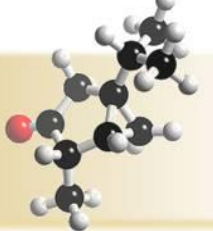
Orde reaksi tidak harus merupakan bilangan bulat dan tidak harus sesuai dengan stokiometri reaksi,

Contoh :





Konsentrasi dan Laju Reaksi ...



- Menentukan hukum laju menggunakan laju awal

Hukum laju tidak dapat diprediksikan dari persamaan reaksi, tetapi ditentukan dari percobaan

Hukum laju sering kali ditentukan menggunakan metode laju awal, yaitu dengan mengamati pengaruh variasi konsentrasi awal reaktan terhadap laju awal

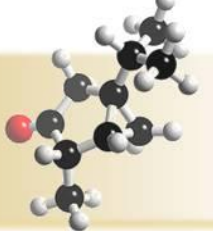
Misal laju awal reaksi $A + B \rightarrow C$ diukur pada beberapa konsentrasi A dan B yang berbeda :

No Percobaan	[A] (M)	[B] (M)	Laju awal (M/detik)
1	0,100	0,100	$4,0 \times 10^{-5}$
2	0,100	0,200	$4,0 \times 10^{-5}$
3	0,200	0,100	$16,0 \times 10^{-5}$





Konsentrasi dan Laju Reaksi ...



Tentukan : (a) hukum laju reaksi, (b) nilai tetapan laju dan (c) laju reaksi bila $[A] = 0,050M$ dan $[B] = 0,100M$

$$\frac{Laju2}{Laju1} = \frac{4,0 \times 10^{-5} M / \det ik}{4,0 \times 10^{-5} M / \det ik} = \frac{k[0,100 M]^m [0,200 M]^n}{k[0,100 M]^m [0,100 M]^n} = 2^n$$

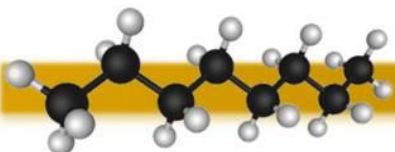
atau $n = 0$

$$\frac{Laju3}{Laju1} = \frac{16,0 \times 10^{-5} M / \det ik}{4,0 \times 10^{-5} M / \det ik} = 4 = \frac{k[0,200 M]^m [0,100 M]^n}{k[0,100 M]^m [0,100 M]^n} = 2^m$$

atau $m = 2$

Jadi laju = $k [A]^2$ dan $k = 4,0 \times 10^{-3} M^{-1} \det ik^{-1}$

Laju = $(4,0 \times 10^{-3} M^{-1} \det ik^{-1})(0,050M)^2 = 1,0 \times 10^{-5} M/\det ik$



3. Perubahan Laju dengan Waktu

- Reaksi orde satu : $A \rightarrow \text{Produk}$

$$\text{Laju} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k[A] \quad \rightarrow \quad \int_{[A]_0}^{[A]_t} -\frac{d[A]}{[A]} = \int_0^t k dt$$

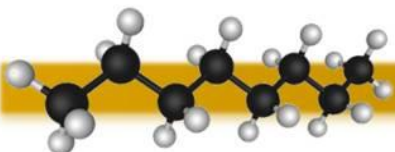
$$\ln[A]_t - \ln[A]_0 = -kt \quad \text{atau} \quad \ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -kt$$

$$\text{atau} \quad [A]_t = [A]_0 \exp(-kt)$$

Bentuk hukum laju ini disebut hukum laju terintegrasi

Untuk membuktikan apakah suatu reaksi merupakan reaksi orde satu :

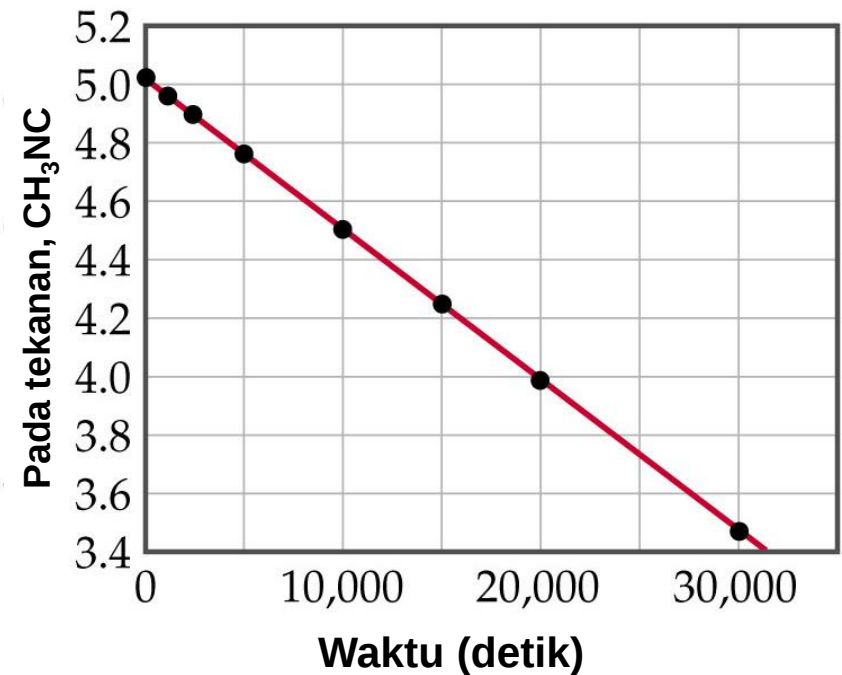
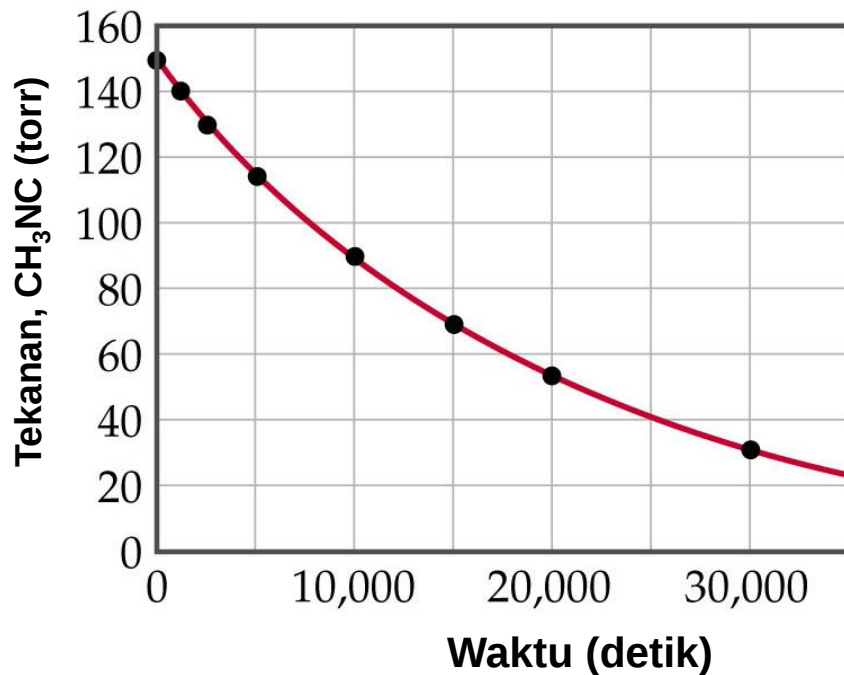
Grafik $\ln [A]_t$ terhadap waktu akan memberikan garis lurus



Perubahan Laju dengan Waktu ...

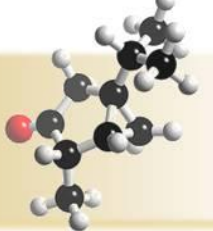
Contoh : konversi metil isonitril (CH_3NC) menjadi asetonitril (CH_3CN) dengan persamaan laju :

$$\ln[\text{CH}_3\text{NC}]_t = -kt + \ln[\text{CH}_3\text{NC}]_0$$





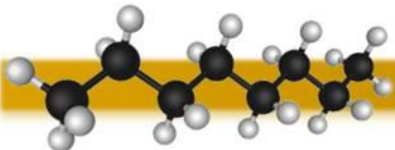
Perubahan Laju dengan Waktu ...



- Reaksi orde dua : $A \rightarrow \text{Produk}$ atau $A + B \rightarrow \text{Produk}$

$$\text{Laju} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k[A]^2 \rightarrow -\int_{[A]_0}^{[A]_t} \frac{d[A]}{[A]^2} = \int_0^t k dt$$
$$\frac{1}{[A]_t} - \frac{1}{[A]_0} = kt \quad \text{atau} \quad \frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$$

Bila reaksi merupakan reaksi orde dua, maka plot $1/[A]_t$ terhadap t akan menghasilkan garis lurus dengan kemiringan yang sama dengan nilai k dan potongan sumbu y merupakan nilai $1/[A]_0$





Perubahan Laju dengan Waktu ...



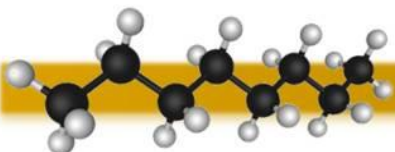
Contoh : reaksi dekomposisi nitrogen dioksida dalam fase gas pada 300°C :



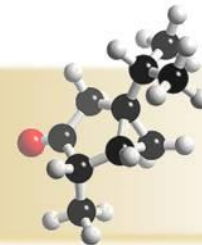
Tentukan orde reaksi menggunakan hukum laju terintegrasi dari data berikut :

Waktu (detik)	[NO ₂](M)
0.0	0.01000
50.0	0.00787
100.0	0.00649
200.0	0.00481
300.0	0.00380

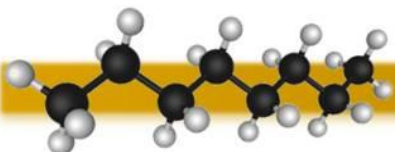
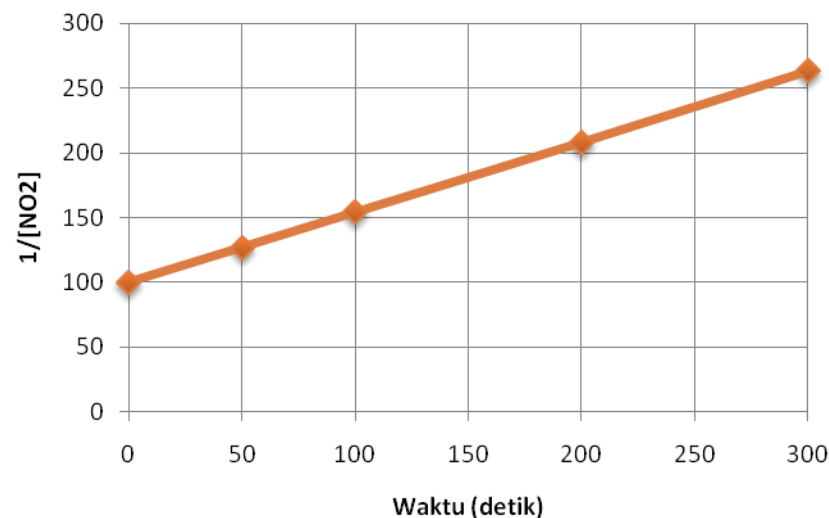
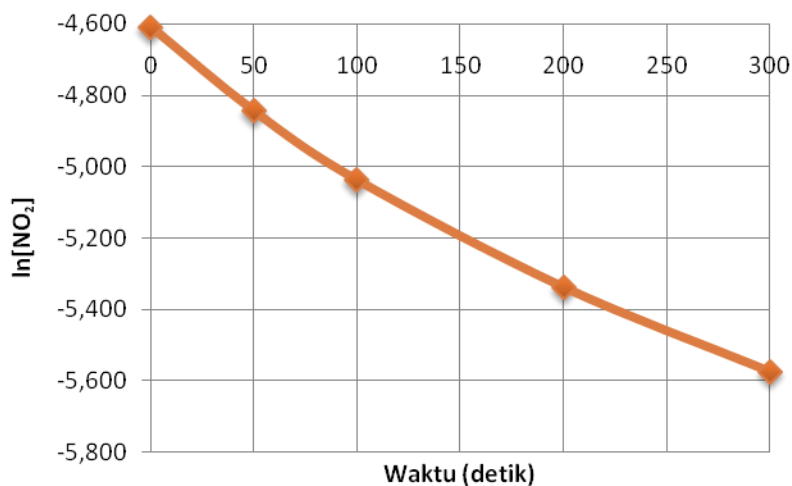
Karena reaksi dapat merupakan reaksi orde satu atau orde dua, maka dibuat grafik $\ln [\text{NO}_2]$ dan $1/[\text{NO}_2]$ terhadap waktu



Perubahan Laju dengan Waktu ...



Waktu (detik)	[NO ₂] (M)	ln [NO ₂]	1/[NO ₂]
0.0	0.01000	-4.610	100
50.0	0.00787	-4.845	127
100.0	0.00649	-5.038	154
200.0	0.00481	-5.337	208
300.0	0.00380	-5.573	263





Waktu Paruh

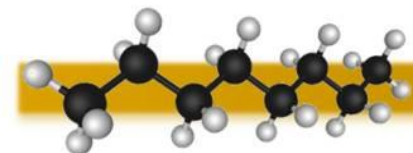
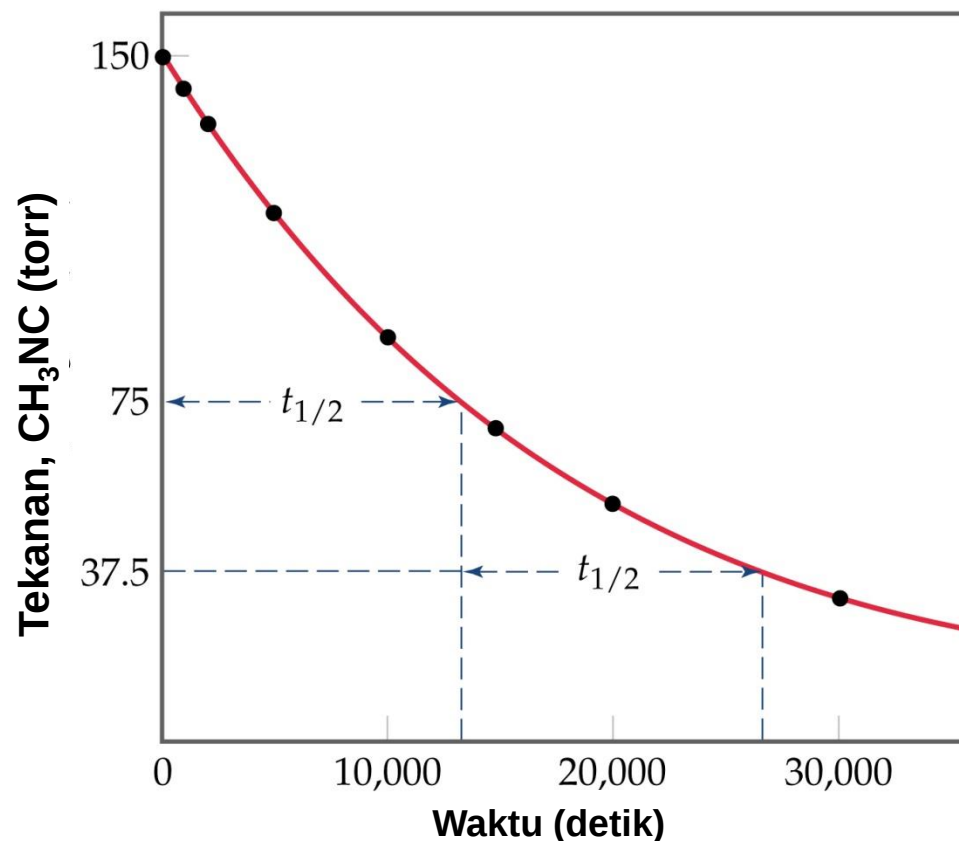
- Waktu paruh, $t_{1/2}$ adalah waktu yang dibutuhkan oleh reaksi sampai dicapai konsentrasi $[A]_t = \frac{1}{2} [A]_0$

Reaksi orde satu :

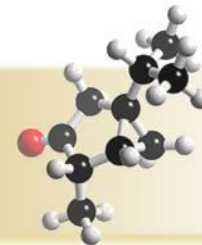
$$t_{1/2} = -\frac{\ln\left(\frac{1}{2}\right)}{k} = \frac{0.693}{k}$$

Reaksi orde dua :

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



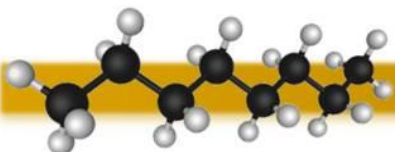
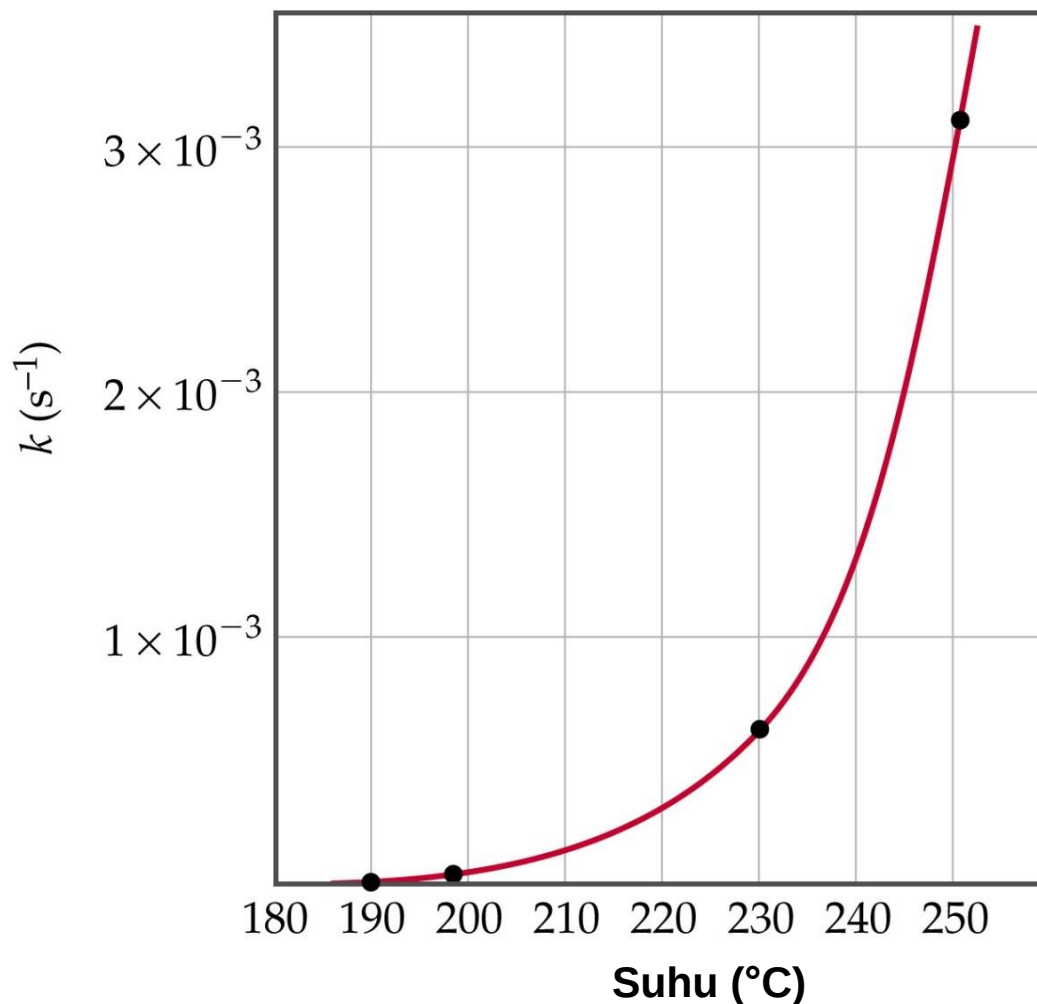
4. Temperatur dan Laju Reaksi



- **Model tumbukan**

Kebanyakan reaksi berlangsung lebih cepat bila temperatur dinaikkan, disebabkan oleh tetapan laju yang meningkat dengan naiknya temperatur

Contoh : transformasi metil isonitril

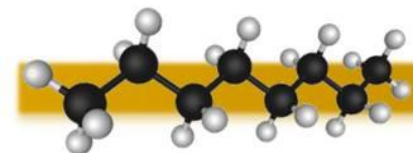




Temperatur dan Laju Reaksi ...



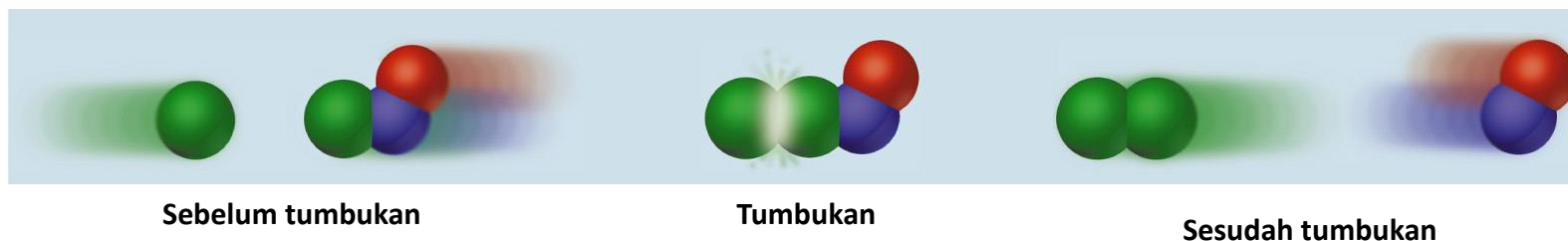
- **Model tumbukan :**
 - molekul-molekul harus bertumbukan supaya terjadi reaksi
 - makin banyak jumlah tumbukan per detik, maka makin cepat laju reaksi
 - makin besar konsentrasi reaktan, maka makin besar probabilitas tumbukan yang menyebabkan naiknya laju reaksi
 - makin tinggi temperatur, makin cepat molekul bergerak sehingga lebih sering bertumbukan dengan energi yang lebih besar yang menyebabkan laju reaksi meningkat
 - tetapi tidak semua tumbukan menghasilkan produk reaksi



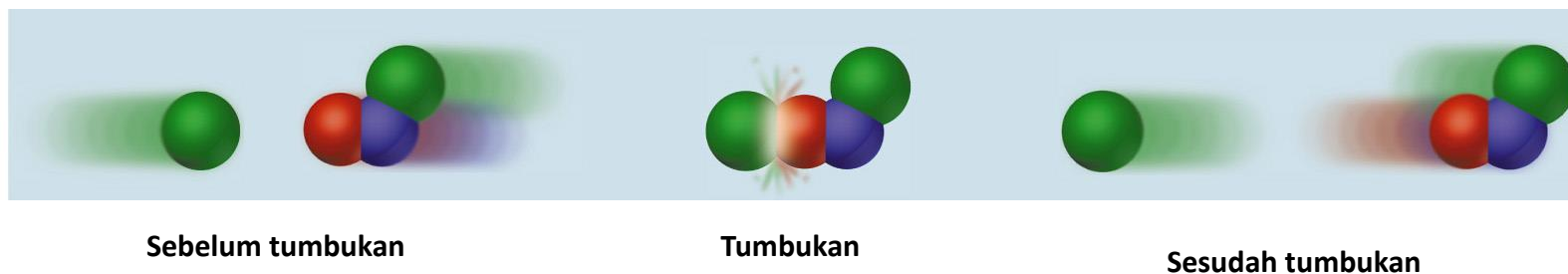
Temperatur dan Laju Reaksi ...

- **Faktor orientasi**

supaya terjadi reaksi, molekul reaktan harus bertumbukan dengan orientasi yang benar dan dengan energi yang mencukupi untuk membentuk produk



Tumbukan efektif

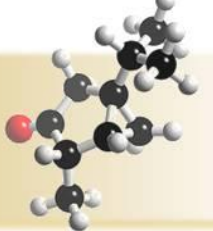


Tumbukan tidak efektif





Temperatur dan Laju Reaksi ...



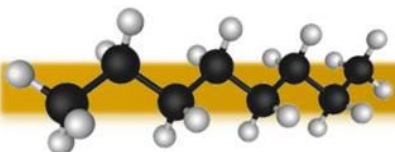
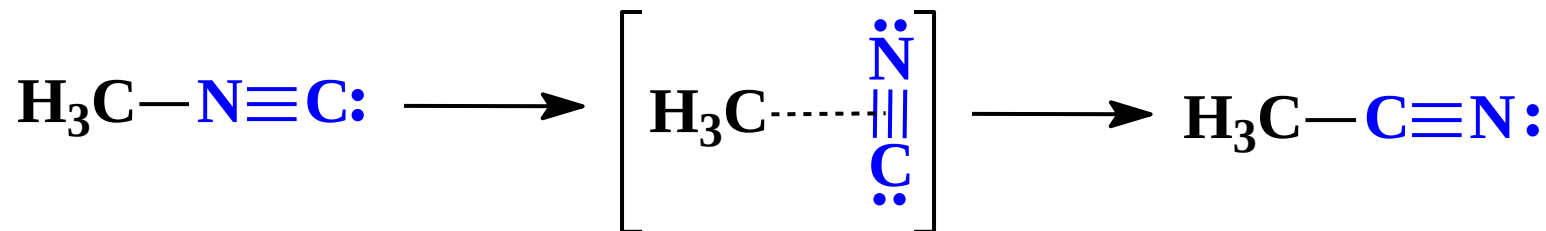
❖ Energi aktivasi

Arrhenius menyatakan : molekul harus memiliki sejumlah energi minimum untuk bereaksi, karena :

- untuk membentuk produk, ikatan-ikatan dalam molekul reaktan harus diputuskan
- pemutusan ikatan membutuhkan energi

Energi aktivasi, E_a adalah energi minimum yang dibutuhkan untuk menginisiasi reaksi kimia

Contoh : penataan ulang metil isonitril





Temperatur dan Laju Reaksi



Pada $\text{H}_3\text{C}-\text{N}\equiv\text{C}$, ikatan $\text{C}-\text{N}\equiv\text{C}$ tertekuk sampai ikatan $\text{C}-\text{N}$ putus dan bagian $\text{N}\equiv\text{C}$ tegak lurus terhadap H_3C

Struktur ini disebut kompleks teraktivasi atau keadaan transisi

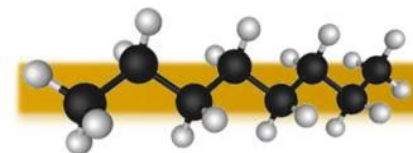
Energi yang dibutuhkan untuk memutar/memilin dan memutuskan ikatan, disebut energi aktivasi, E_a

Setelah ikatan $\text{C}-\text{N}$ putus, bagian $\text{N}\equiv\text{C}$ dapat berputar lebih lanjut membentuk ikatan $\text{C}-\text{C}\equiv\text{N}$

Perubahan energi untuk reaksi berbeda antara CH_3NC dan CH_3CN juga energi aktivasi berbeda antara reaktan, CH_3NC dan keadaan transisi

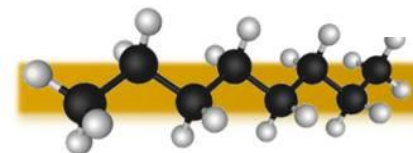
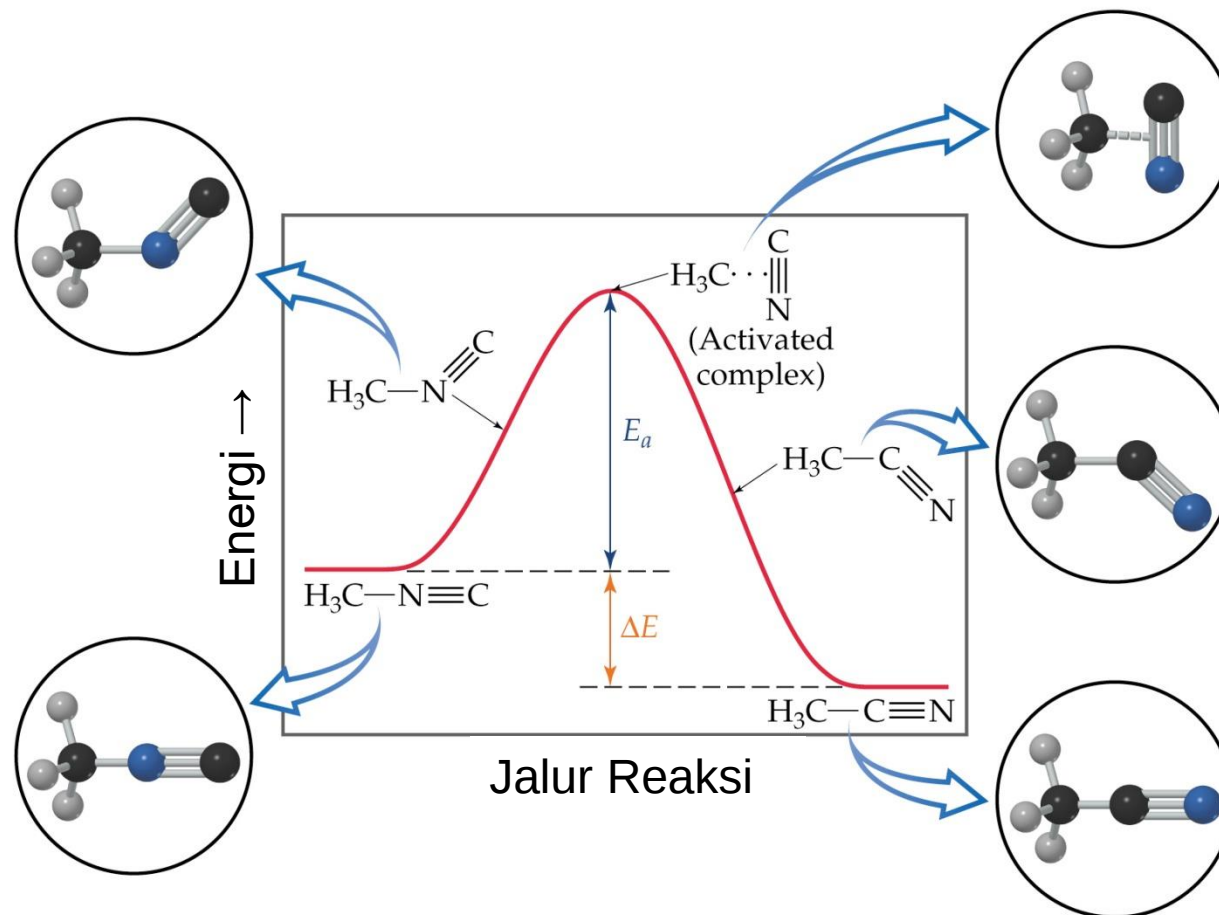
Laju tergantung pada E_a

Reaksi $\text{CH}_3\text{NC} \rightarrow \text{CH}_3\text{CN}$ adalah eksoterm dan reaksi kebalikannya adalah endoterm





❖ Profil energi isomerisasi metil isonitril

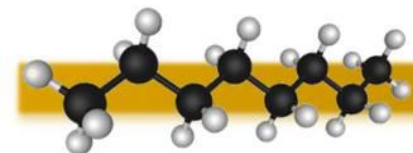
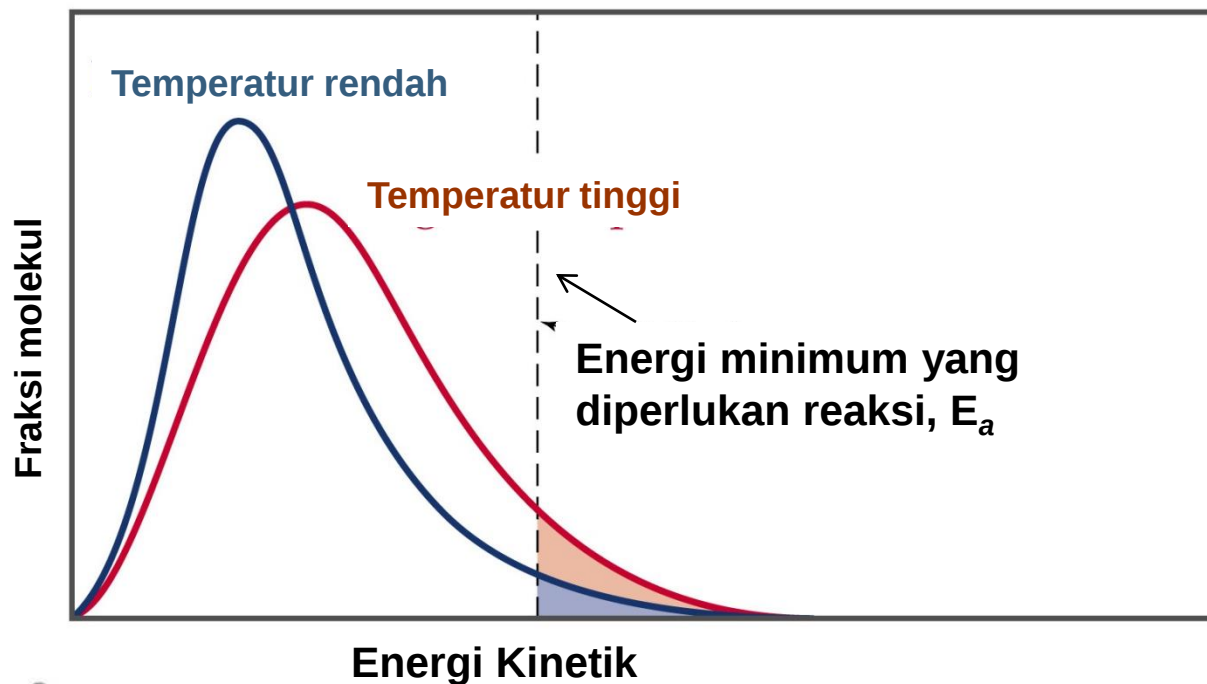




Temperatur dan Laju Reaksi

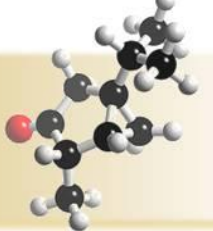
- ❖ Fraksi molekul dengan energi yang sama atau lebih besar dari E_a :

$$f = e^{-E_a/RT}$$





Temperatur dan Laju Reaksi ...

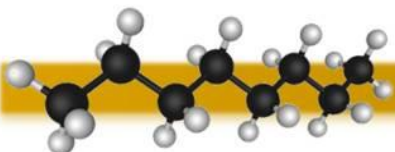


- **Persamaan Arrhenius :**

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

dimana :

- k adalah tetapan laju, E_a adalah energi aktivasi, R adalah tetapan gas (8,314 J/K-mol) dan T adalah temperatur Kelvin
- A disebut faktor frekuensi, merupakan ukuran probabilitas untuk tumbukan yang menghasilkan produk
- A dan E_a adalah spesifik untuk reaksi tertentu



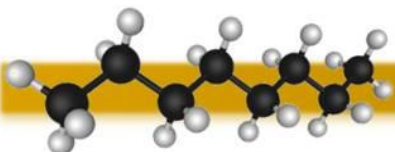
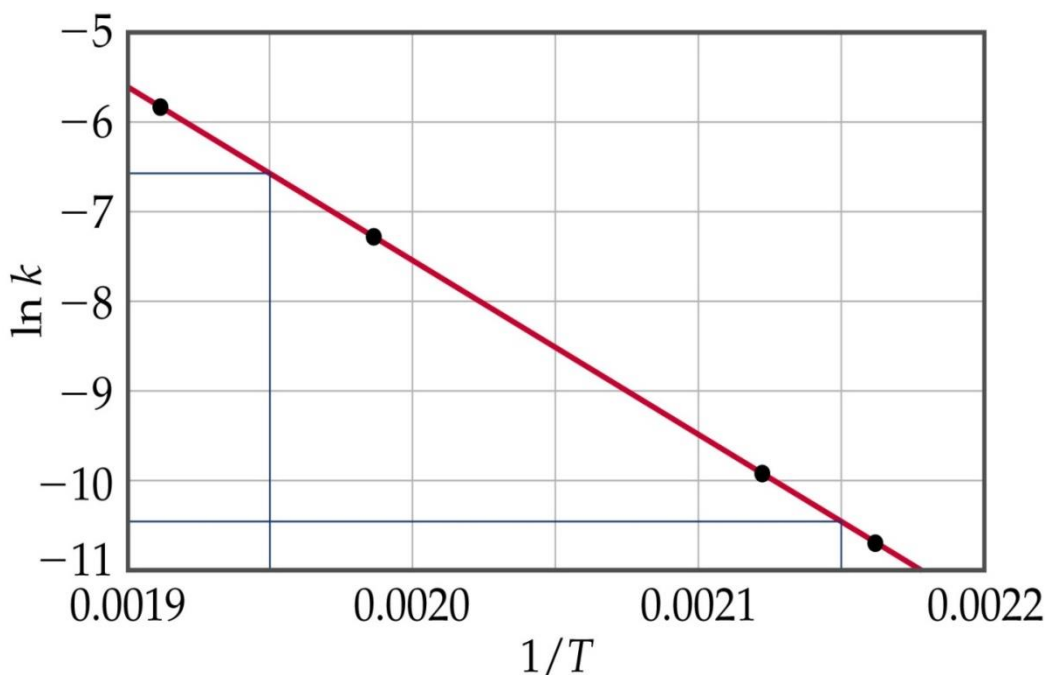
Temperatur dan Laju Reaksi ...

- Penentuan energi aktivasi

E_a dan A dapat ditentukan secara grafik dari persamaan Arrhenius :

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

Plot $\ln k$ terhadap $1/T$ akan menghasilkan garis lurus dengan kemiringan $-E_a/R$ dan intersep $\ln A$





Temperatur dan Laju Reaksi ...



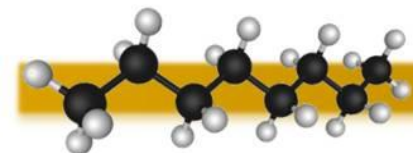
- **Penentuan energi aktivasi**

Bila tidak tersedia data yang cukup banyak, energi aktivasi dapat ditentukan berdasarkan persamaan :

$$\ln k_1 = -\frac{E_a}{RT_1} + \ln A \quad \text{and} \quad \ln k_2 = -\frac{E_a}{RT_2} + \ln A$$

$$\ln k_1 - \ln k_2 = \left(-\frac{E_a}{RT_1} + \ln A \right) - \left(-\frac{E_a}{RT_2} + \ln A \right)$$

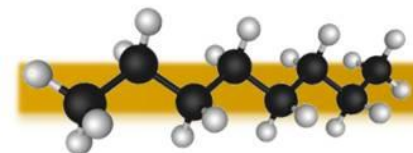
$$\ln \frac{k_1}{k_2} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$





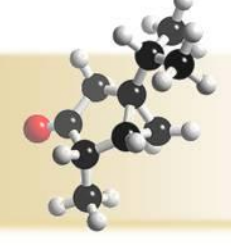
5. Mekanisme Reaksi

- **Mekanisme reaksi:** Proses yang menggambarkan terjadinya reaksi kimia disebut, yang secara terperinci menjelaskan bagaimana suatu ikatan terputus dan terbentuk dengan perubahan relatif posisi atom-atom selama reaksi
- **Reaksi elementer** atau **tahapan elementer** adalah setiap tahapan reaksi tunggal
- **Molekularitas** adalah jumlah molekul yang berpartisipasi sebagai reaktan dalam setiap tahapan elementer : unimolekular ; bimolekular ; termolekular



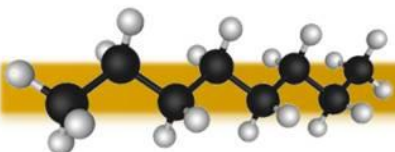


Mekanisme Reaksi ...



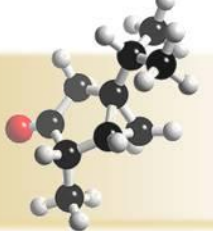
- Hukum laju tahapan elementer :
 - unimolekular proses adalah reaksi orde satu
 - bimolekular proses adalah reaksi orde dua
 - termolekular proses adalah reaksi orde tiga

Tahapan Elementer dan Persamaan Laju Reaksinya		
Molekul	Tahap Elementer	Laju Reaksi
Unimolekuler	$A \rightarrow \text{Produk}$	$\text{Laju} = k[A]$
Bimolekuler	$A + A \rightarrow \text{Produk}$	$\text{Laju} = k[A]^2$
Bimolekuler	$A + B \rightarrow \text{Produk}$	$\text{Laju} = k[A][B]$
Termolekuler	$A + A + A \rightarrow \text{Produk}$	$\text{Laju} = k[A]^3$
Termolekuler	$A + A + B \rightarrow \text{Produk}$	$\text{Laju} = k[A]^2[B]$
Termolekuler	$A + B + C \rightarrow \text{Produk}$	$\text{Laju} = k[A][B][C]$



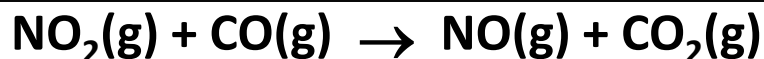
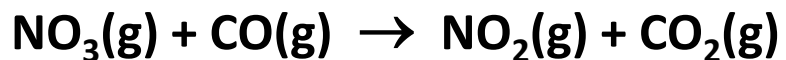
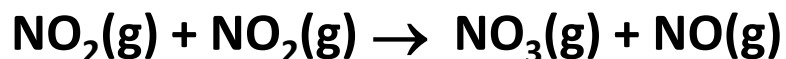


Mekanisme Reaksi ...



- Mekanisme reaksi multi tahapan

Beberapa reaksi berlangsung dengan lebih dari satu tahapan reaksi, seperti :

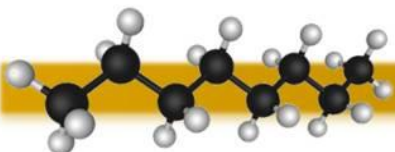


Hukum laju mekanisme multi tahapan ditentukan oleh tahapan elementer yang paling lambat (reaksi penentu laju)

- Mekanisme dengan tahapan reaksi awal yang cepat



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

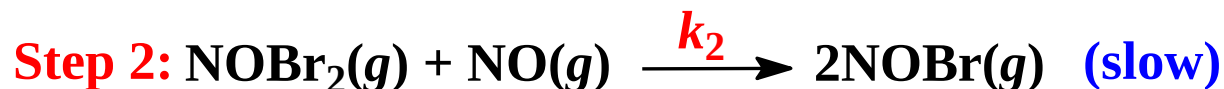
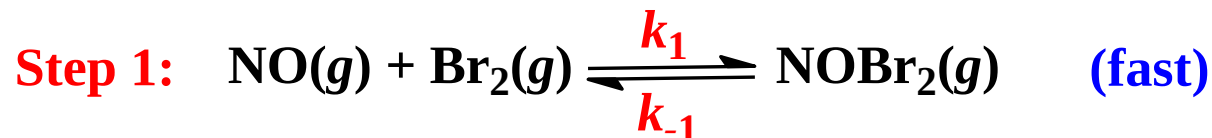




Mekanisme Reaksi ...



Mekanisme tahapan reaksi :

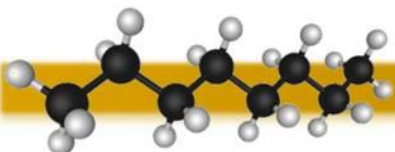


Berdasarkan tahapan reaksi 2 :

$$\text{Laju} = k_2[\text{NOBr}_2][\text{NO}]$$

Hukum laju tidak boleh tergantung pada konsentrasi intermediat (karena tidak stabil), sehingga bila diandaikan NOBr_2 tidak stabil, maka pada keseimbangan tahapan reaksi 1 diperoleh :

$$[\text{NOBr}_2] = \frac{k_1}{k_{-1}} [\text{NO}][\text{Br}_2]$$





Mekanisme Reaksi ...

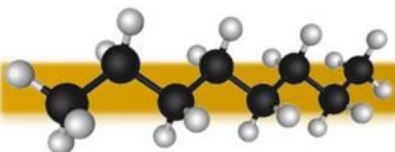


Dari definisi keseimbangan :

$$k_1[NO][Br_2] = k_{-1}[NOBr_2]$$

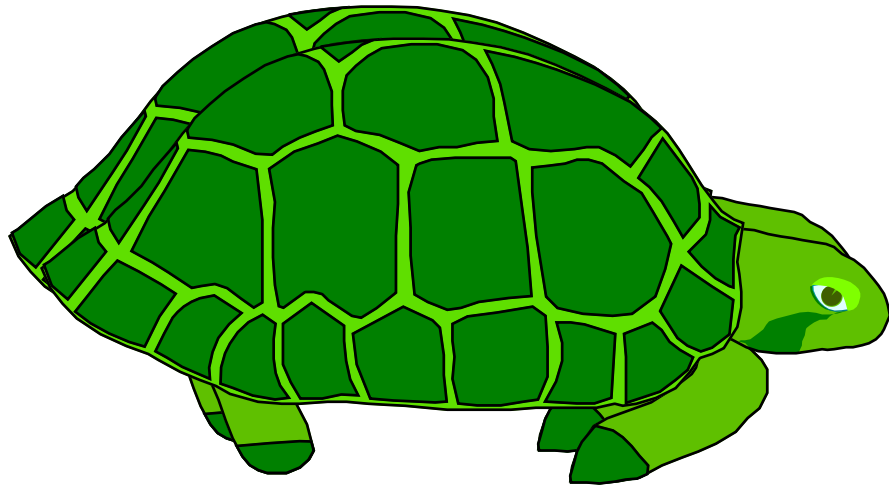
sehingga hukum laju keseluruhan reaksi adalah :

$$Laju = k_2 \frac{k_1}{k_{-1}} [NO][Br_2][NO] = k_2 \frac{k_1}{k_{-1}} [NO]^2 [Br_2]$$

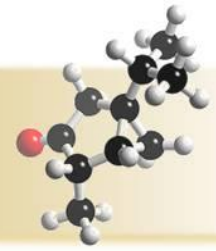


6. Katalis

Dibutuhkan agar reaksi kimia lebih cepat
Kebanyakan reaksi kimia lambat ...

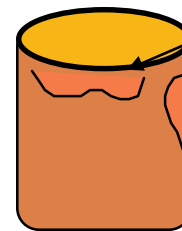


Reaksi tanpa katalisis



Fosil tumbuhan & binatang terdekomposisi menjadi minyak dan batu bara

Jutaan Tahun



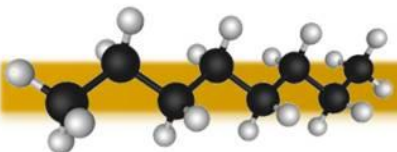
Oksigen mengoksidasi Besi menjadi karat

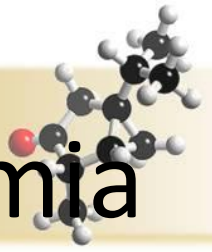
1 minggu atau beberapa bulan



Hydrogen Peroksida membentuk Reaksi kimia dengan tubuh kita

Beberapa detik





Upaya mempercepat reaksi kimia

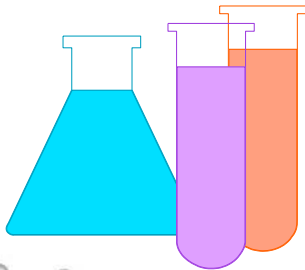
Temperature



Disadvantage--Too hot!

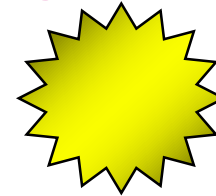
Add other Chemicals

Disadvantage--Separate chemicals



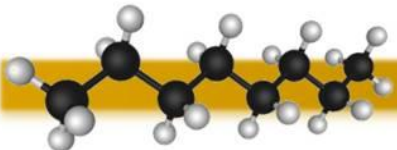
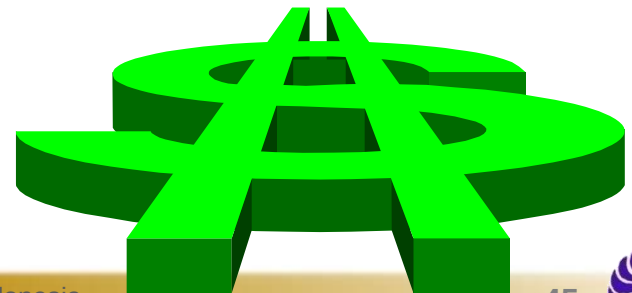
Pressure

Disadvantage--Cause Explosions



Catalysts!!!!

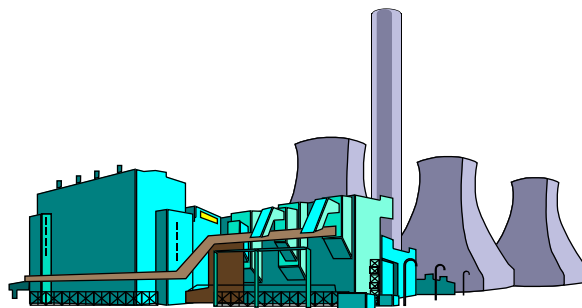
Disadvantage--Costly





Siapa Pengguna Katalis

Oil Industries

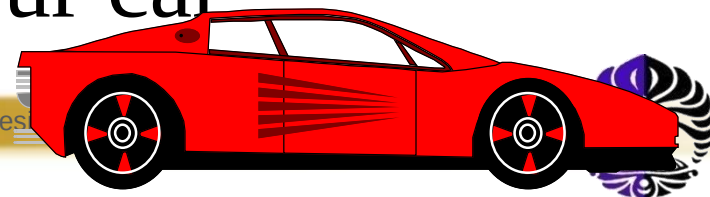
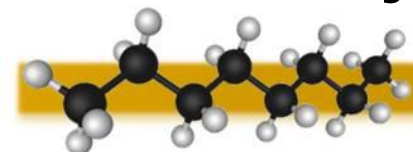


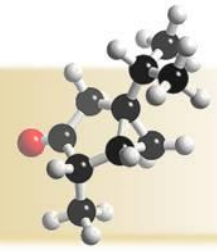
Your body (Enzymes)



Chemical/Pharmaceutical Companies

Catalytic Converters in your car

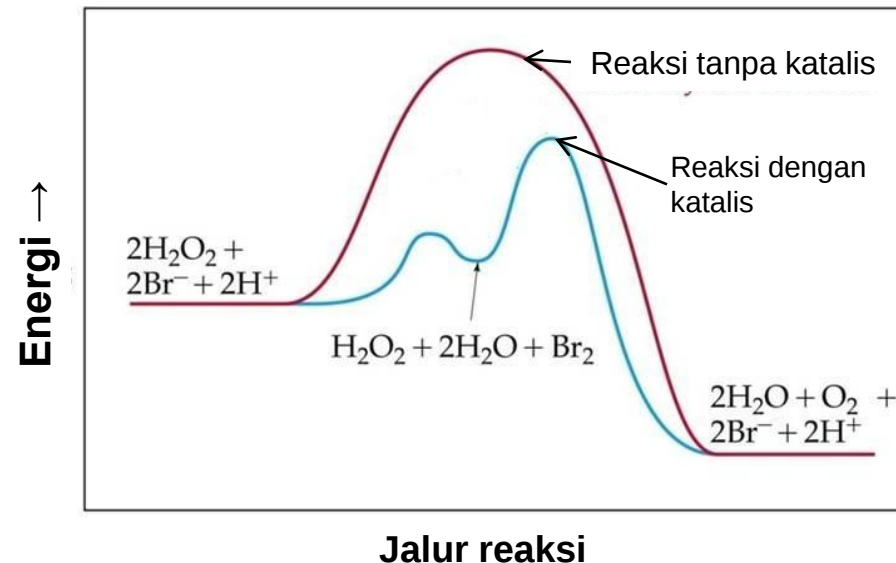




6. Katalis

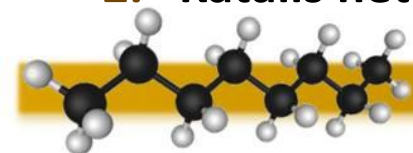
Katalis berperan meningkatkan jumlah tumbukan yang efektif

Katalis meningkatkan nilai k dengan meningkatkan nilai A atau menurunkan nilai E_a



Berdasarkan fasa dari katalis dan senyawa yang bereaksi, katalis dibagi dua:

1. Katalis homogen
2. Katalis heterogen





Katalis ...



1. Katalis homogen

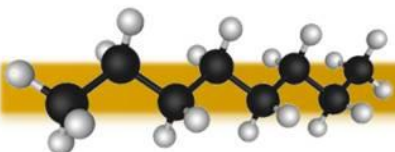
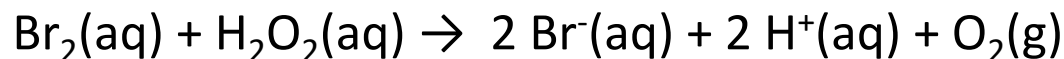
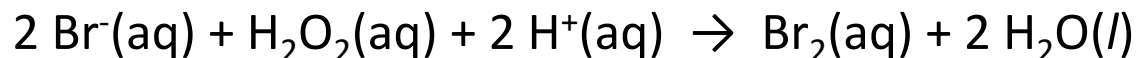
Fase katalis sama dengan fase reaktan

Katalis mempercepat laju reaksi kimia dengan cara menurunkan energi aktivasi reaksi

Contoh : hidrogen peroksida terurai sangat lambat,



tetapi dengan adanya ion Br^- reaksi dekomposisi berjalan sangat cepat :





Katalis ...



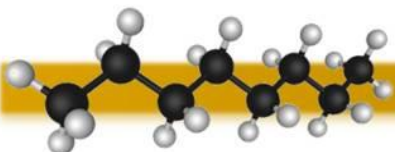
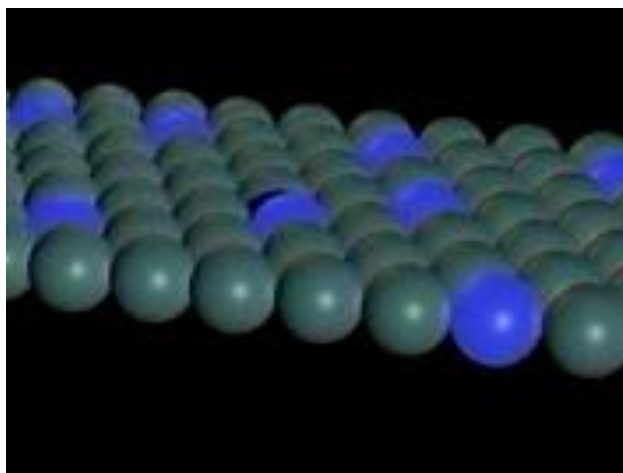
2. Katalisis heterogen

Fase katalis berbeda dari fase reaktan, seperti katalis berbentuk padatan dan reaktannya gas atau cairan

Tahap awal adalah adsorpsi (ikatan molekul reaktan pada permukaan katalis)

Molekul teradsorpsi pada sisi aktif katalis

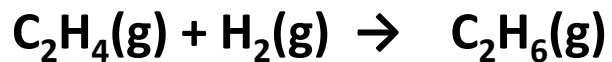
Spesies teradsorpsi (atom atau ion) adalah sangat reaktif



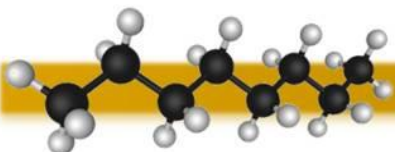
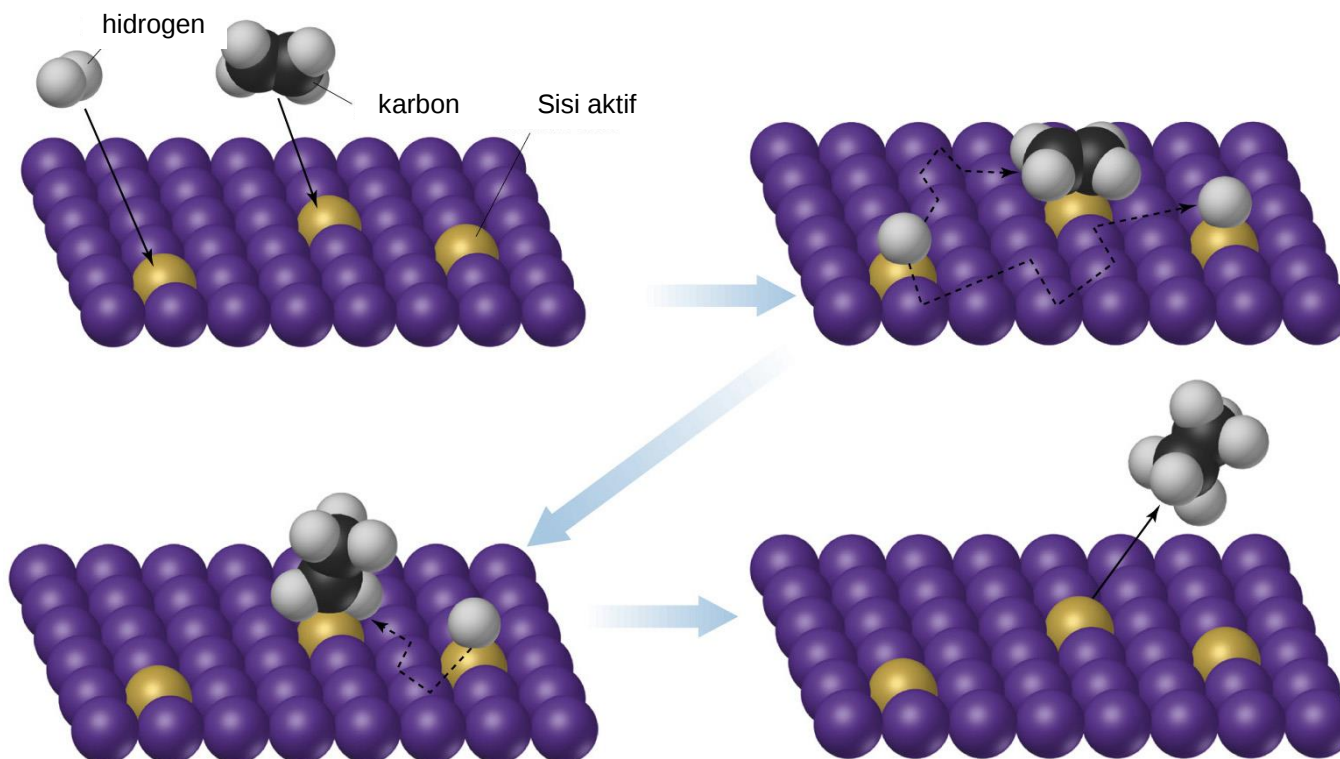
Katalis ...



Contoh : reaksi katalisis hidrogenasi etilen :

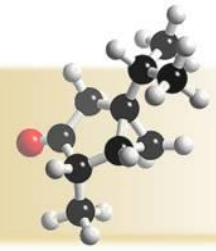


$$\Delta H = -136 \text{ kJ/mol}$$





Katalis...

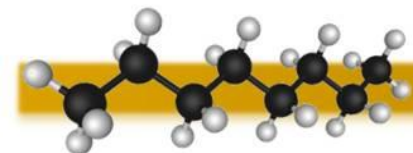


- **Enzim**

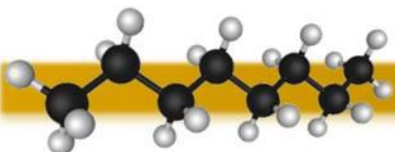
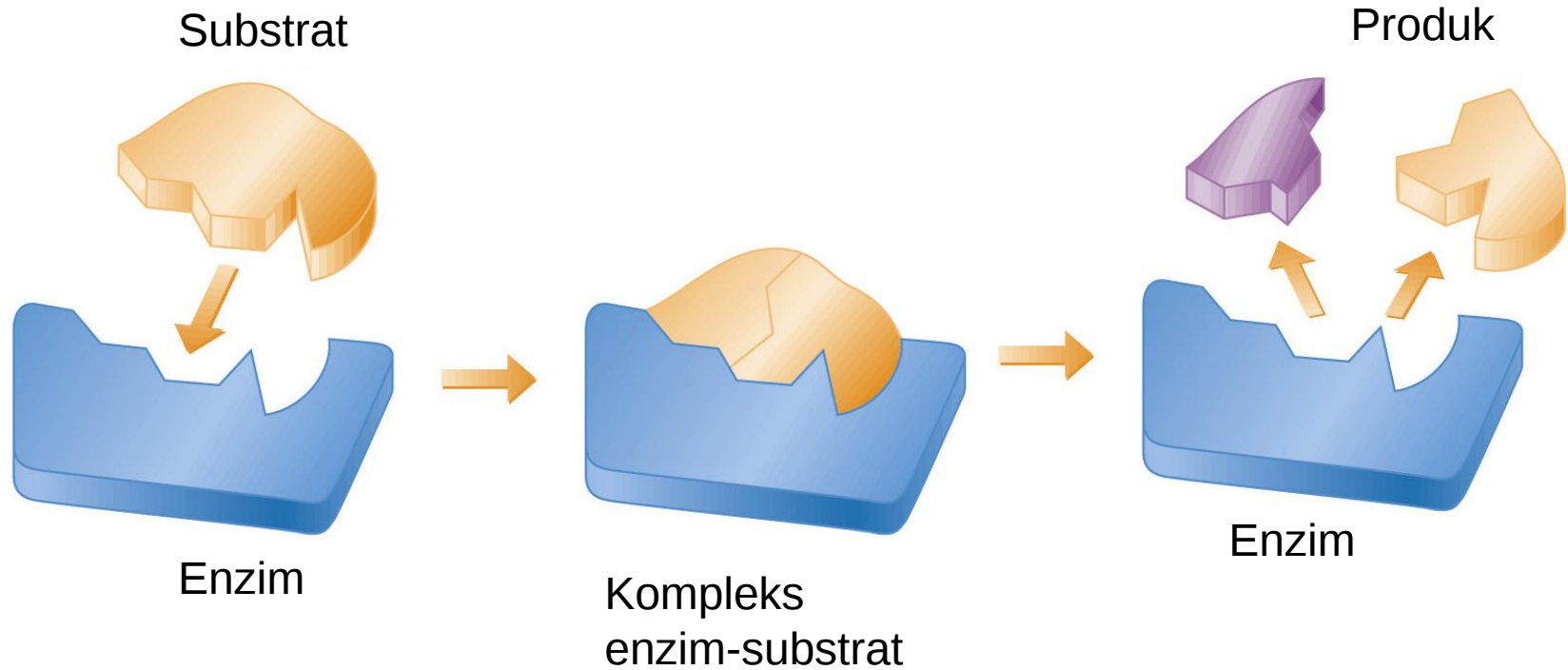
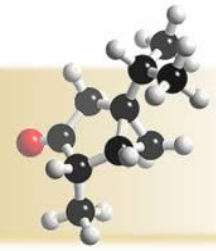
Enzim adalah katalis biologis dan kebanyakan merupakan molekul protein dengan massa yang sangat besar

Enzim memiliki bentuk yang sangat spesifik dan mengkatalisis reaksi secara sangat spesifik

Substrat bereaksi pada sisi aktif enzim dengan cara terkunci pada enzim dan terjadi reaksi yang sangat cepat. Hanya substrat yang sesuai dengan enzim dapat masuk dan ikut serta pada reaksi.



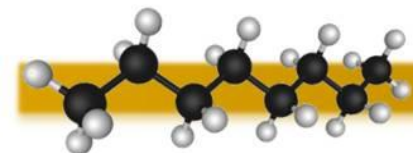
Katalis ... enzim





Rangkuman

1. Laju suatu reaksi diukur berdasarkan perubahan konsentrasi dengan waktu
2. Pada umumnya laju bertambah dengan meningkatnya konsentrasi. Reaksi orde ke nol: bila konsentrasi tidak berpengaruh pada laju
3. Perubahan konsentrasi terhadap waktu ditunjukkan oleh orde reaksi
4. Kebanyakan reaksi berlangsung lebih cepat bila temperatur dinaikkan
5. Mekanisme reaksi menggambarkan terjadinya reaksi kimia, yang secara terperinci menjelaskan bagaimana suatu ikatan terputus dan terbentuk dengan perubahan relatif posisi atom-atom selama reaksi
6. Katalis dapat mempercepat terjadinya reaksi dengan cara menurunkan energi aktivasi dari reaksi tersebut





Daftar Pustaka

- Brown, LeMay, Bursten, Murphy, “ Chemistry The Central Science”, 11th eds, Pearson Educational International, 2009, 572 – 625

