



KINETIKA KIMIA

Kinetika Kimia

Kinetika kimia adalah ilmu yang mempelajari tentang laju suatu reaksi kimia

Di bidang industri, ilmu ini sangat bermanfaat untuk mengontrol kecepatan reaksi sintesis.

- Jika reaksi berlangsung lama, maka proses produksi menjadi tidak ekonomis.
- Jika reaksi berlangsung terlalu cepat, apalagi diikuti pelepasan kalor maka ada kemungkinan terjadi ledakan.

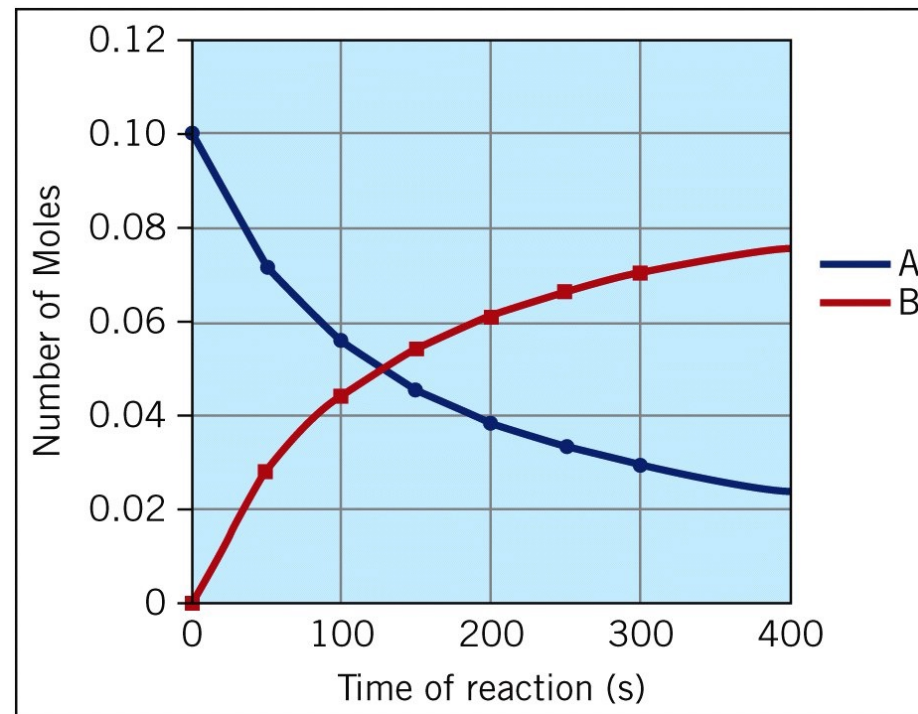
Materi Kinetika Kimia

- Faktor yang mempengaruhi laju reaksi
- Menghitung laju reaksi
- Hukum laju
- Teori tumbukan
- Teori keadaan transisi
- Energi aktivasi
- Mekanisme reaksi
- Katalis

FAKTOR YG MEMPENGARUHI LAJU REAKSI

Laju Reaksi

Laju reaksi adalah kecepatan berkurangnya pereaksi atau bertambahnya produk reaksi



Faktor yg Mempengaruhi Laju Reaksi

Laju suatu reaksi kimia dipengaruhi oleh faktor berikut:

- Sifat kimia pereaksi
- Kemampuan pereaksi untuk bertemu
- Konsentrasi pereaksi
- Suhu
- Adanya katalis

Sifat kimia pereaksi

Dalam suatu reaksi kimia, beberapa ikatan kimia pada molekul pereaksi diputuskan dan ikatan yang baru terbentuk pada molekul produk.

Laju reaksi dipengaruhi oleh kemudahan ikatan diputuskan atau terbentuk. Hal ini bergantung pada sifat molekul yang terlibat dalam reaksi. Molekul yang memiliki kereaktifan tinggi cenderung memiliki laju reaksi yang lebih besar.



Fundamental Photographs

Logam natrium akan terbakar di lingkungan yang mengandung uap air dan oksigen



Fundamental Photographs

Pada kondisi yang sama, logam kalium akan bereaksi lebih cepat karena kalium lebih mudah teroksidasi dibandingkan natrium

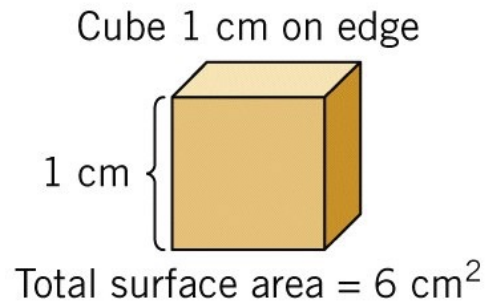
Kemampuan pereaksi bertemu

Reaksi kimia terjadi akibat tumbukan antara 2 atau lebih partikel pereaksi.

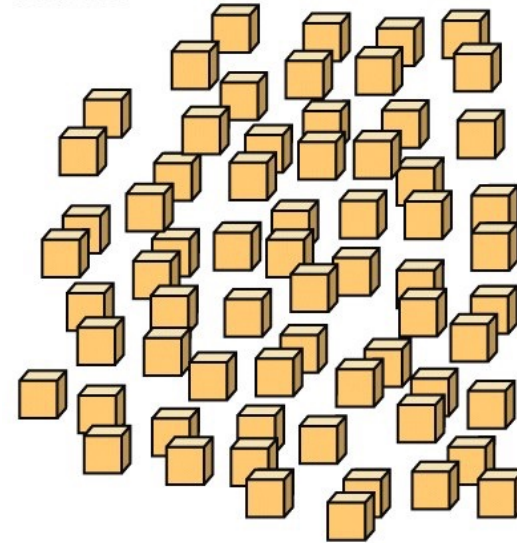
Reaksi yang melibatkan semua molekul pereaksi pada fasa yang sama disebut **reaksi homogen**. Jika salah satu molekul pereaksi memiliki fasa yang berbeda maka reaksi tersebut disebut **reaksi heterogen**.


Pada reaksi heterogen, reaksi terjadi pada permukaan antar fasa sehingga luas permukaan menjadi faktor penentu laju reaksi.

Memperkecil ukuran partikel padatan akan memperbesar luas permukaannya dan meningkatkan laju reaksi



Dividing into cubes 0.01 cm on an edge gives 1,000,000 cubes.



0.01 cm { 

Total surface area
of all cubes = 600 cm^2

Konsentrasi Perekaksi

Konsentrasi pereaksi berpengaruh terhadap laju reaksi.

Sepotong besi yang membara pada kondisi atmosfer yang normal, akan berubah menjadi nyala jika ditempatkan pada oksigen murni



© 1993 Richard Megna/Fundamental Photographs

MENENTUKAN LAJU REAKSI

Menghitung laju reaksi

Perhatikan reaksi berikut, laju dapat dinyatakan dengan Δ konsentrasi pereaksi atau Δ konsentrasi produk per waktu



Pada $t = 0 \text{ s}$, $[\text{Fe}^{2+}] = 0 \text{ M}$

$t = 38.5 \text{ s}$, $[\text{Fe}^{2+}] = 0.0010 \text{ M}$

$$\begin{aligned} \text{Sehingga laju} &= \Delta[\text{Fe}^{2+}] / \Delta t \\ &= (0.0010 - 0) \text{ M} / 38.5 \text{ s} \\ &= 2,6 \times 10^{-5} \text{ M s}^{-1} \end{aligned}$$

Untuk reaksi berikut:



Laju reaksi dapat dinyatakan sebagai:

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

Copyright © 2012 John Wiley & Sons, Inc. All rights reserved.

Contoh

Reaksi:



Laju reaksi :

$$-\frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{Fe}^{3+}]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[\text{Sn}^{2+}]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{Fe}^{2+}]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{Sn}^{4+}]}{\Delta t}$$

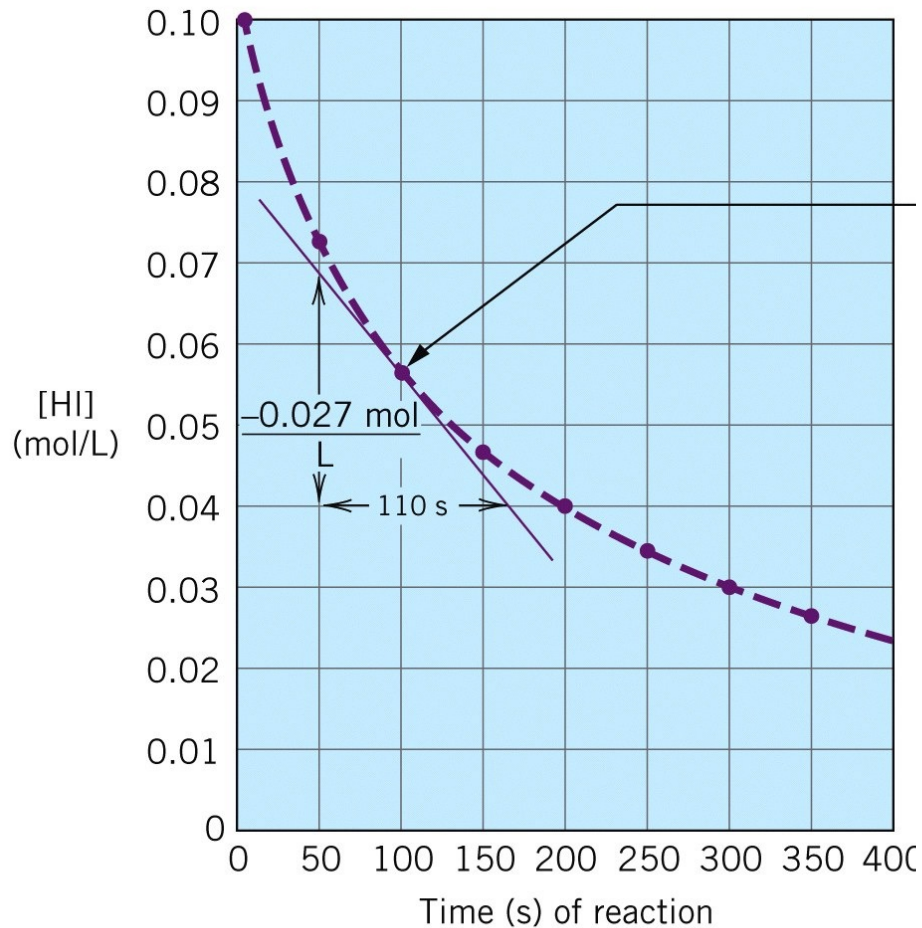
Latihan soal

14.51 At a certain moment in the reaction,



N_2O_5 is decomposing at a rate of $2.5 \times 10^{-6} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$. What are the rates of formation of NO_2 and O_2 ?

Laju sesaat



Laju sesaat

- Laju reaksi pada umumnya *tidak tetap* melainkan bergantung pada konsentrasi pereaksi
- Kemiringan kurva disamping pada suatu waktu tertentu menyatakan *laju sesaat*

HUKUM LAJU

Hukum Laju

Laju suatu reaksi homogen akan sebanding dengan konsentrasi pereaksi dipangkatkan dengan suatu bilangan tertentu yg nilainya ditentukan secara eksperimen.

Untuk reaksi berikut : $A + B \rightarrow \text{produk}$

Maka hukum laju dinyatakan sebagai:

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

m & n disebut dengan orde reaksi

Hukum laju

- Orde reaksi ditentukan secara eksperimen dengan membandingkan perubahan konsentrasi pereaksi terhadap perubahan laju reaksi
- Hubungan orde reaksi dengan perubahan konsentrasi pereaksi dan perubahan laju reaksi dapat dilihat pada Tabel 14.4

Table 14.4

Relationship between the Order of a Reaction and Changes in Concentration and Rate

Factor by Which the Concentration Is Changed	Factor by Which the Rate Changes	Exponent on the Concentration Term in the Rate Law
2	Rate is unchanged.	0
3		0
4		0
2	$2 = 2^1$	1
3	$3 = 3^1$	1
4	$4 = 4^1$	1
2	$4 = 2^2$	2
3	$9 = 3^2$	2
4	$16 = 4^2$	2
2	$8 = 2^3$	3
3	$27 = 3^3$	3
4	$64 = 4^3$	3

Contoh

TABLE 14.3 Kinetic Data for the Reaction:
 $2 \text{HgCl}_2 + \text{C}_2\text{O}_4^{2-} \longrightarrow 2 \text{Cl}^- + 2 \text{CO}_2 + \text{Hg}_2\text{Cl}_2$

Experiment	$[\text{HgCl}_2], \text{M}$	$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}], \text{M}$	Initial rate, M min^{-1}
1	$[\text{HgCl}_2]_1 = 0.105$	$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]_1 = 0.15$	1.8×10^{-5}
2	$[\text{HgCl}_2]_2 = 0.105$	$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]_2 = 0.30$	7.1×10^{-5}
3	$[\text{HgCl}_2]_3 = 0.052$	$[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]_3 = 0.30$	3.5×10^{-5}

Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.

Untuk reaksi diatas, ungkapan laju reaksi dinyatakan sebagai

$$\text{laju} = k [\text{HgCl}_2]^1 [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]^2$$

$$\text{Orde reaksi} = 1 + 2 = 3$$

Tetapan laju (k)

Satuan tetapan laju bergantung pada orde reaksi total

Table 14.2

The Units for k as It Depends on the Overall Order of the Reaction

Overall Order	Units for k
0	$\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$
1	s^{-1}
2	$\text{L mol}^{-1} \text{s}^{-1}$
3	$\text{L}^2 \text{mol}^{-2} \text{s}^{-1}$
4	$\text{L}^3 \text{mol}^{-3} \text{s}^{-1}$

Soal latihan

14.59 At a certain temperature, the following data were collected for the reaction,



Initial Concentrations (mol L ⁻¹)		Initial Rate of Formation of I ₂
[ICl]	[H ₂]	(mol L ⁻¹ s ⁻¹)
0.12	0.12	0.0015
0.78	0.12	0.0098
0.12	0.089	0.0011

Determine the rate law and the rate constant (with correct units) for the reaction.



Jawab

Soal Konsep

Reaksi berikut diketahui memiliki orde pertama terhadap O_2 dan orde kedua terhadap NO :

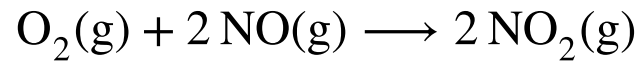
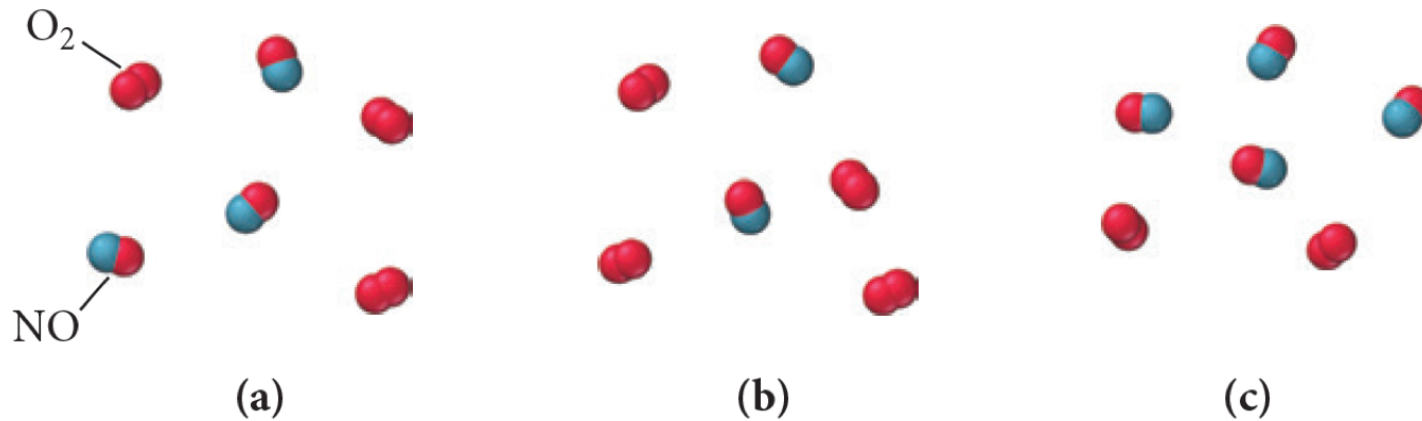


Diagram di bawah ini menggambarkan campuran konsentrasi awal dari O_2 dan NO . Campuran manakah yang akan memiliki laju awal **paling besar**?



HUKUM LAJU DALAM BENTUK INTEGRAL

Hukum Laju dalam Bentuk Integral

- Hukum laju menyatakan hubungan antara laju reaksi dan konsentrasi pereaksi.
- Untuk mengetahui hubungan konsentrasi pereaksi dan waktu reaksi dapat digunakan hukum laju dalam bentuk integral

Reaksi orde nol

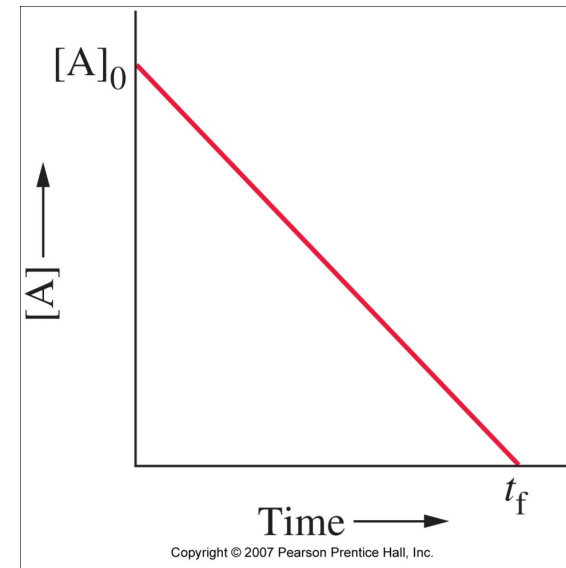
Laju reaksi orde nol dinyatakan :

$$\text{laju} = k [A]^0 = k$$

Bentuk integral untuk orde nol

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

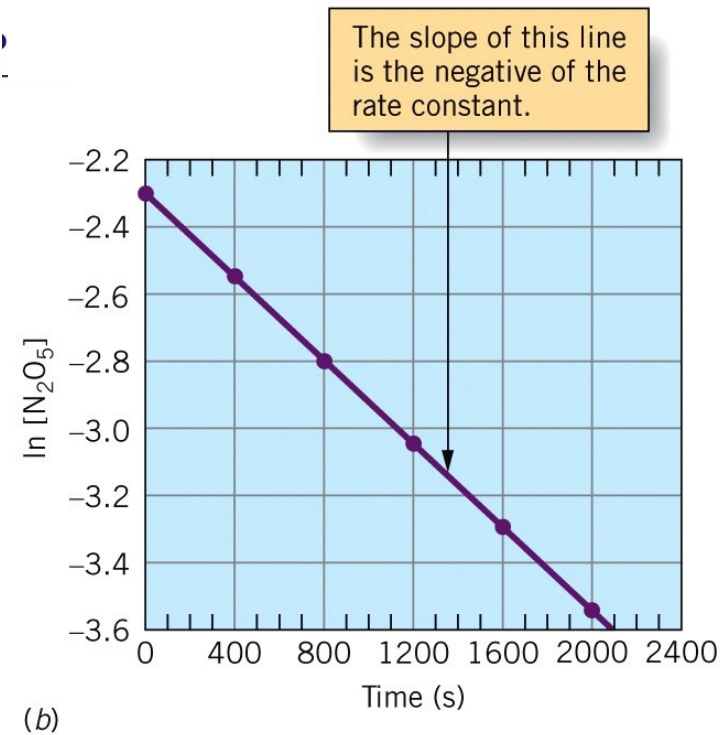
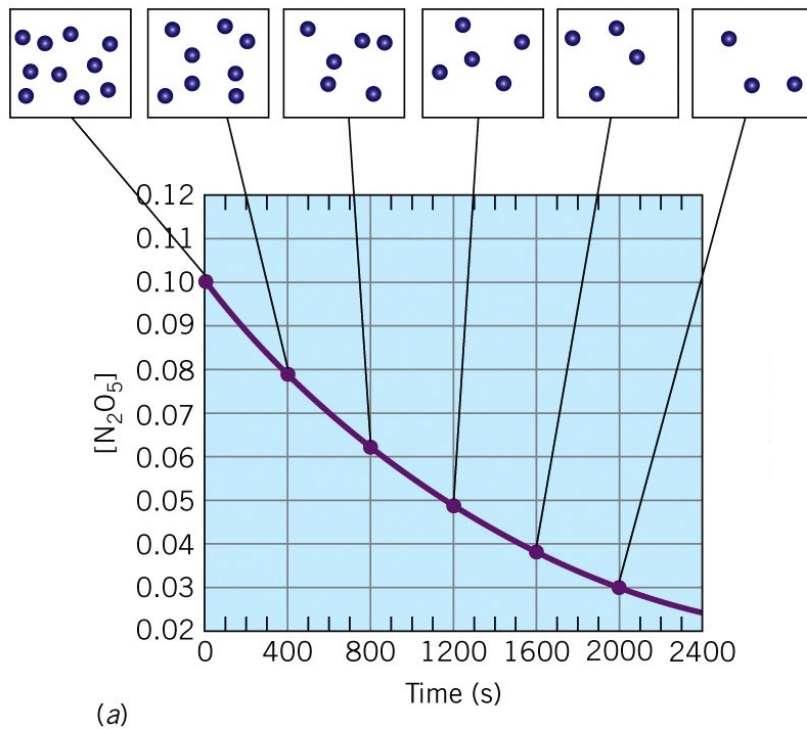
$$t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k} = \frac{1}{k} \frac{[A]_0}{2}$$



Soal latihan

14.58 The rate law for a certain enzymatic reaction is zero order with respect to the substrate. The rate constant for the reaction is $6.4 \times 10^2 \text{ M s}^{-1}$. If the initial concentration of the substrate is 0.275 mol L^{-1} , what is the initial rate of the reaction?

Reaksi orde satu



Copyright © 2012 John Wiley & Sons, Inc. All rights reserved.

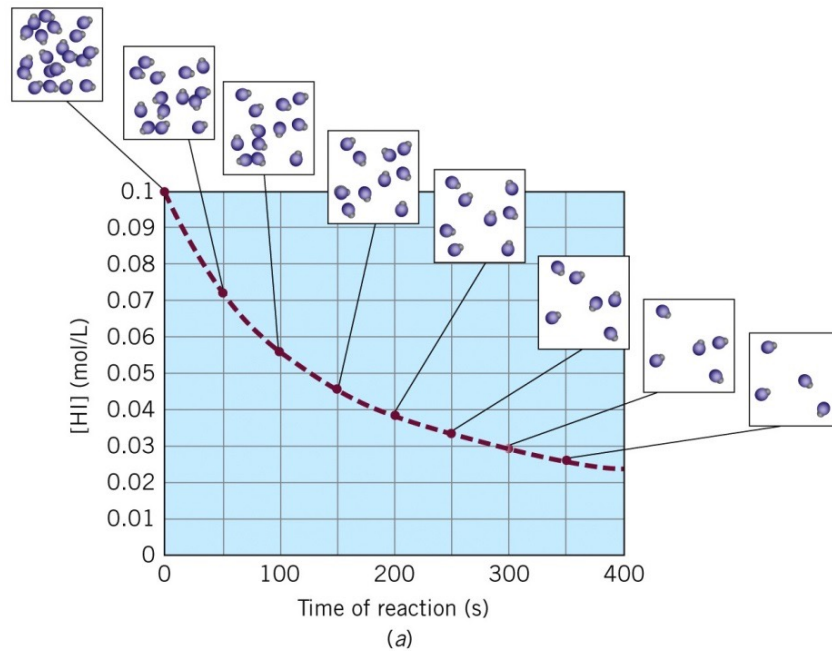
$$\text{laju} = \frac{-\Delta[A]}{\Delta t} = k[A]$$

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

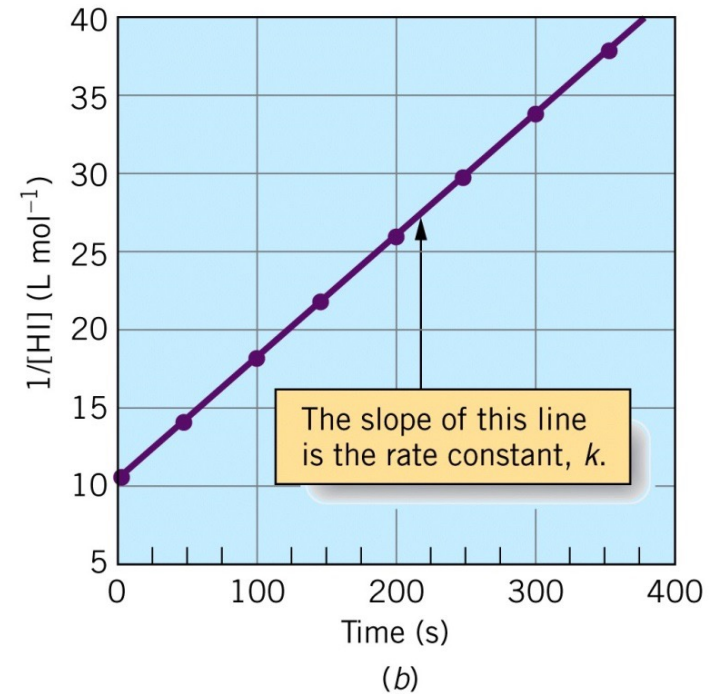
Soal latihan

- **14.70** If it takes 75.0 min for the concentration of a reactant to drop to 25.0% of its initial value in a first-order reaction, what is the rate constant for the reaction in the units min^{-1} ?

Reaksi orde dua



Copyright © 2012 John Wiley & Sons, Inc. All rights reserved.



Copyright © 2012 John Wiley & Sons, Inc. All rights reserved.

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

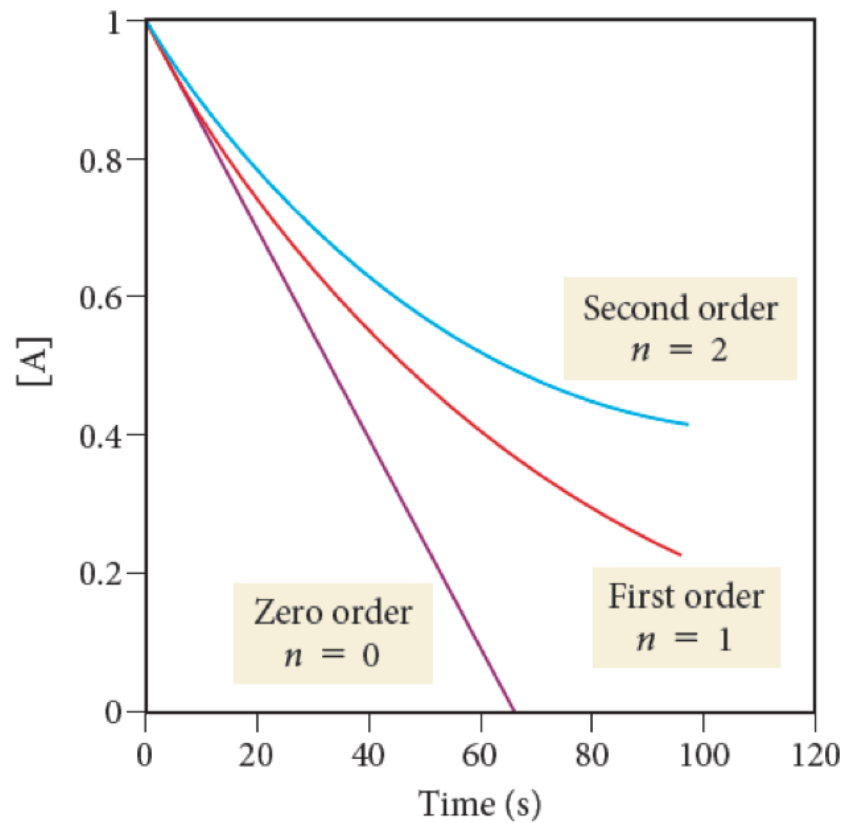
$$\frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$$

Soal latihan

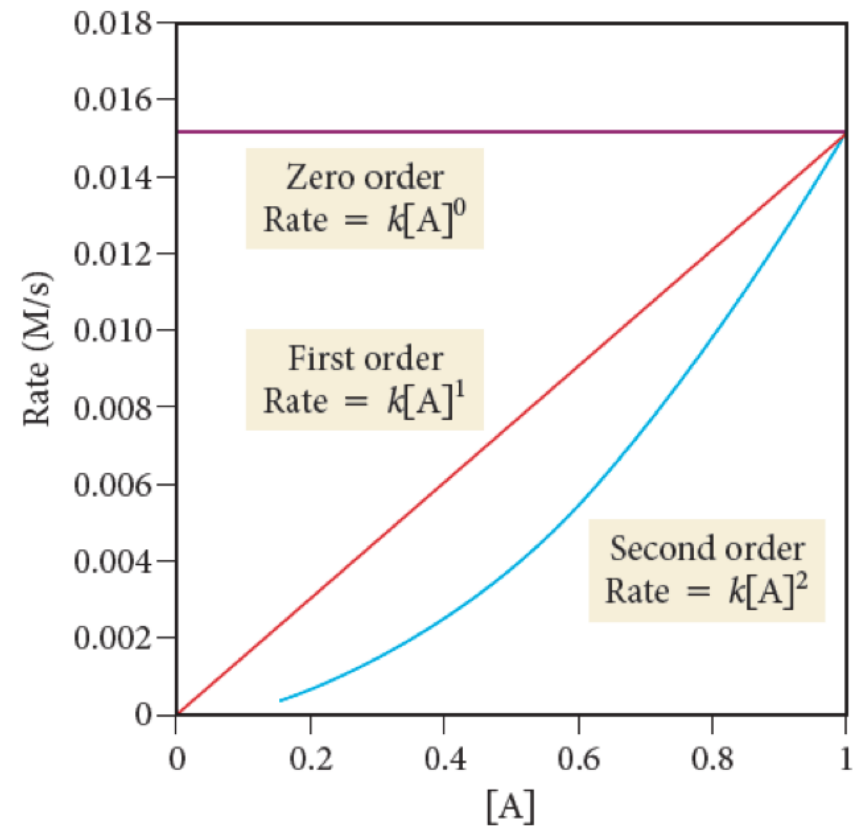
- **14.74** Hydrogen iodide decomposes according to the equation, $2\text{HI}(g) \rightarrow \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$. The reaction is second order and has a rate constant equal to $1.6 \times 10^{-3} \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$ at 750°C . If the initial concentration of HI in a container is $3.4 \times 10^{-2} \text{ M}$, how many minutes will it take for the concentration to be reduced to $8.0 \times 10^{-4} \text{ M}$?

Profil reaksi dekomposisi A orde ke 0, 1 dan 2

Reactant Concentration versus Time



Rate versus Reactant Concentration

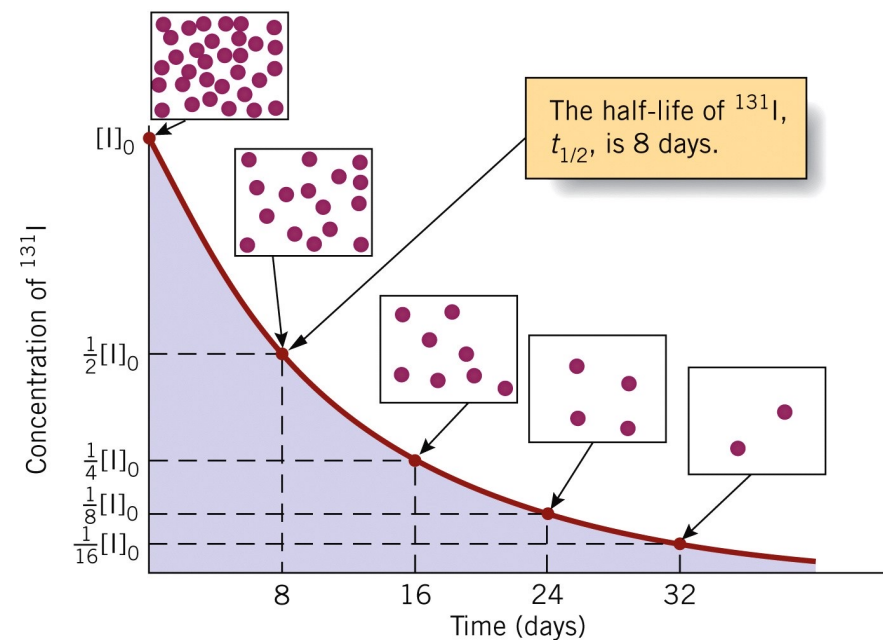


Waktu Paruh

Waktu paruh reaksi orde nol dan orde dua bergantung konsentrasi pereaksi

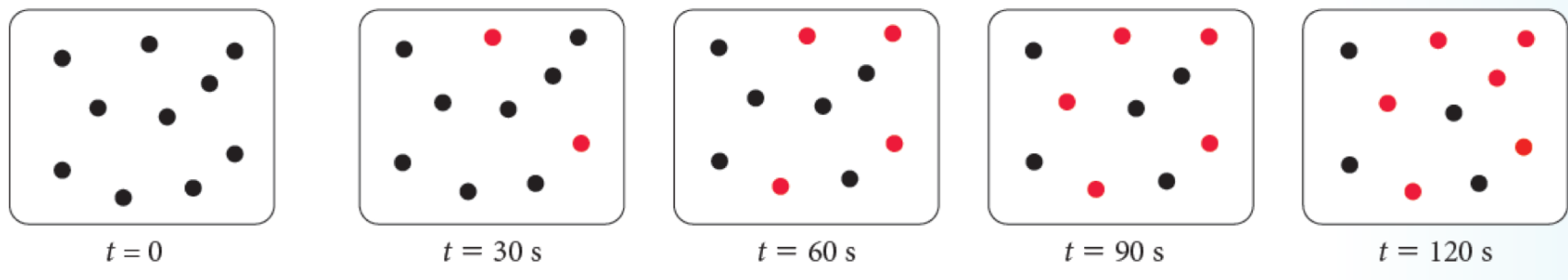
Waktu paruh untuk reaksi orde satu **tidak** bergantung konsentrasi pereaksi

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



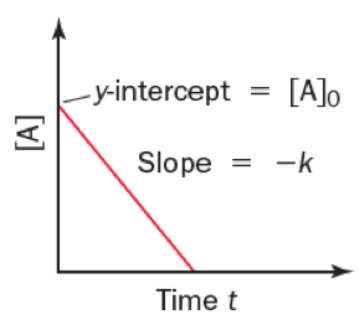
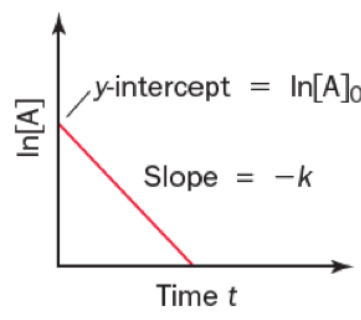
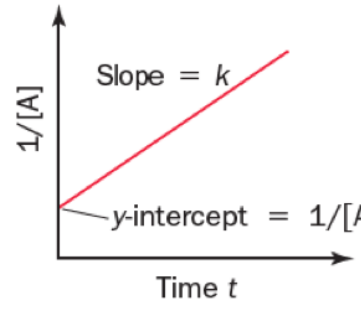
Soal Konsep

Soal 1: Gambar di bawah ini merupakan reaksi orde pertama $A \longrightarrow B$ pada berbagai waktu. Reaktan A diwakili dengan lingkaran hitam, sedangkan produk B diwakili dengan lingkaran merah. Tentukan **waktu paruh** dari reaksi $A \longrightarrow B$.



Soal 2: Reaksi orde pertama $C \longrightarrow D$ memiliki waktu paruh **25 menit**. Bila konsentrasi awal C adalah 0.300 M, **tanpa menggunakan kalkulator** tentukan konsentrasi D setelah reaksi berlangsung selama 50 menit.

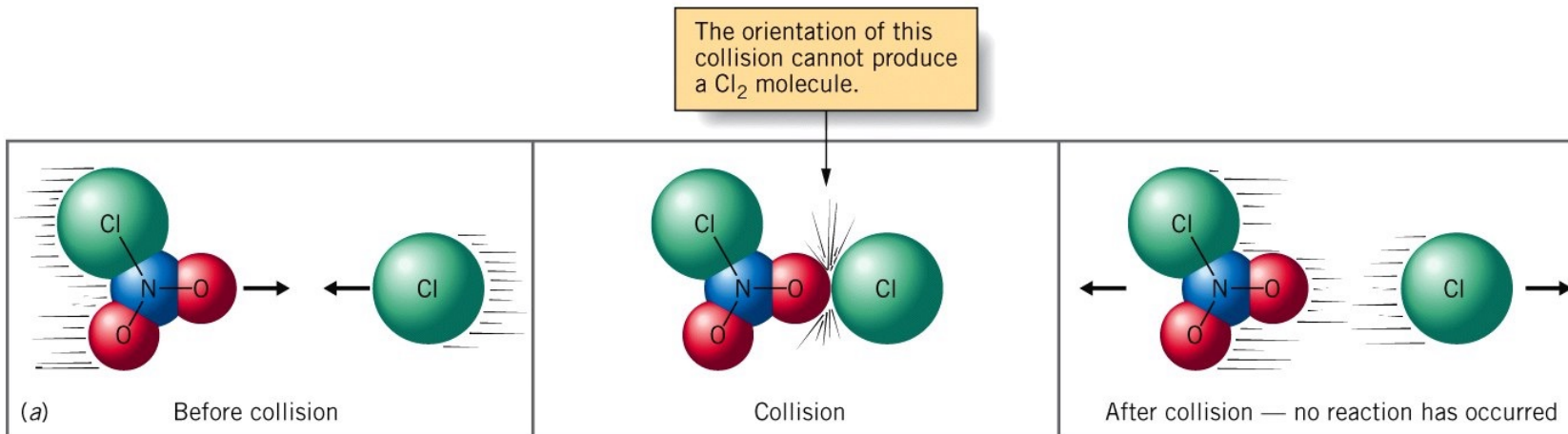
Ringkasan

Order	Rate Law	Units of k	Integrated Rate Law	Straight-Line Plot	Half-Life Expression
0	Rate = $k[A]^0$	$M \cdot s^{-1}$	$[A]_t = -kt + [A]_0$		$t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k} = \frac{1}{k} \frac{[A]_0}{2}$
1	Rate = $k[A]^1$	s^{-1}	$\ln[A]_t = -kt + \ln[A]_0$ $\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -kt$		$t_{1/2} = \frac{0.693}{k} = \frac{1}{k} (0.693)$
2	Rate = $k[A]^2$	$M^{-1} \cdot s^{-1}$	$\frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$		$t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0} = \frac{1}{k} \frac{1}{[A]_0}$

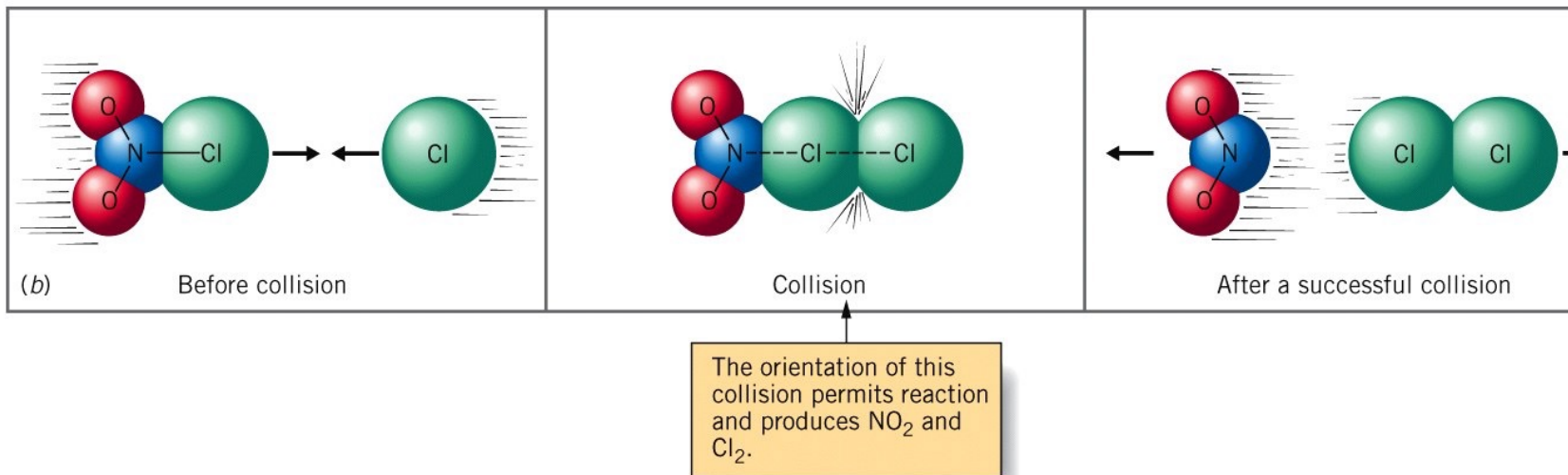
TEORI TUMBUKAN

Teori Tumbukan

- Menurut teori tumbukan, laju reaksi sebanding dengan ***tumbukan efektif*** antara molekul pereaksi per waktu.
- **Tumbukan efektif** adalah tumbukan yang menghasilkan produk reaksi.
- Tumbukan yang efektif hanya dihasilkan oleh jika molekul pereaksi memiliki orientasi yang benar
- Disamping orientasi yang benar, molekul pereaksi harus memiliki energi kinetik yang cukup agar menghasilkan tumbukan efektif. Energi minimum yang diperlukan disebut dengan *energi aktivasi*.



Tumbukan dengan orientasi molekul pereaksi yang salah tidak mengakibatkan terjadi reaksi



Tumbukan dengan orientasi molekul pereaksi yang benar mengakibatkan reaksi terjadi

Ketika temperatur meningkat maka energi kinetik dari molekul akan meningkat. Namun energi aktivasi tidak berubah. Sehingga jumlah molekul pereaksi yang memiliki energi kinetik yang cukup untuk menghasilkan tumbukan efektif meningkat (ditunjukkan dengan daerah yang berwarna pada gambar dibawah)

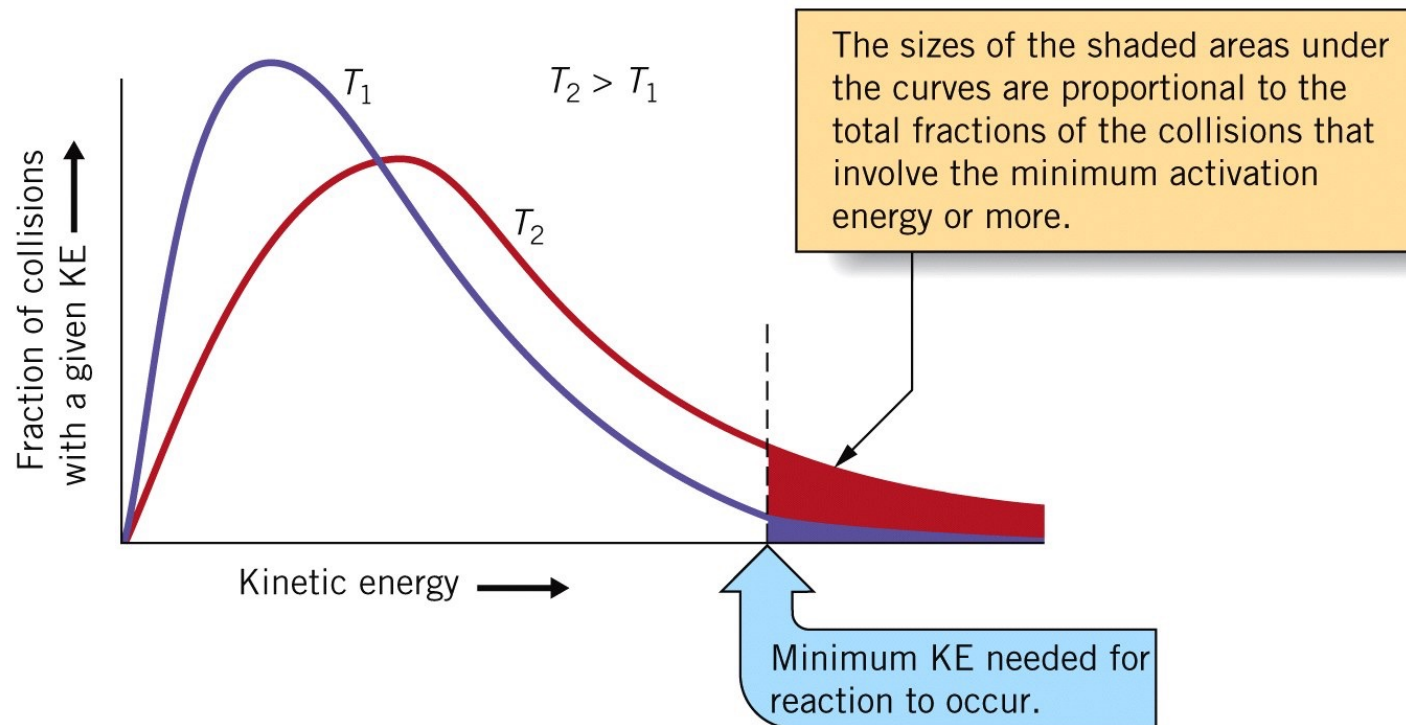
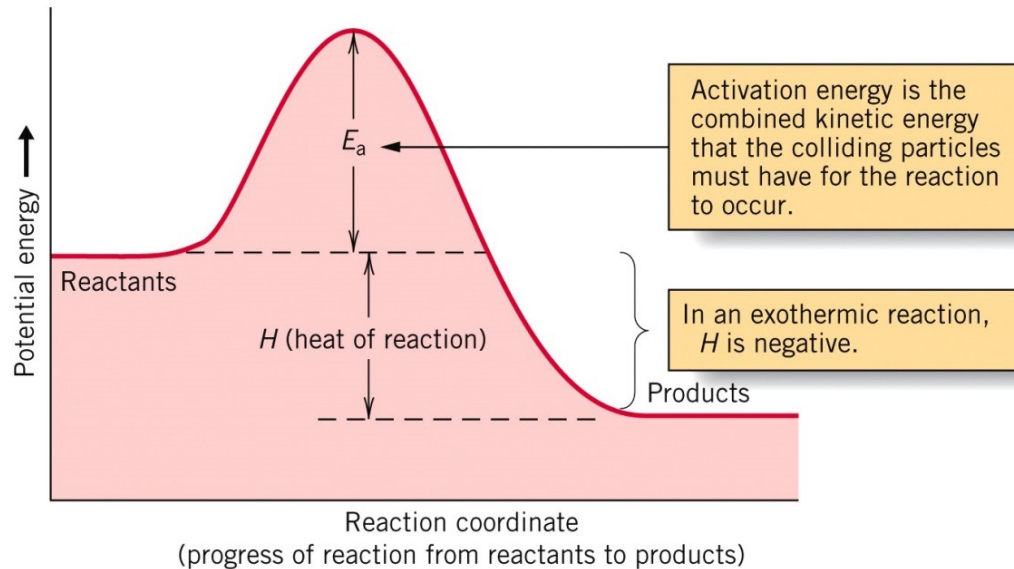


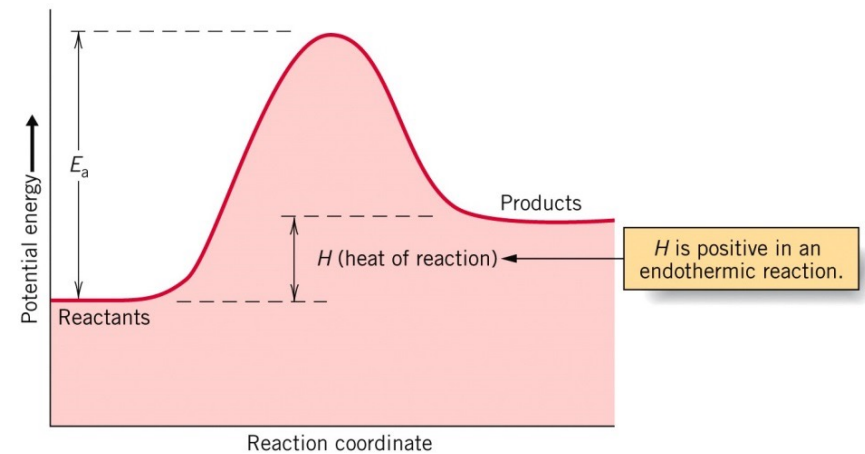
Diagram energi potensial digunakan untuk menggambarkan perubahan energi potensial selama reaksi berlangsung.

Energi aktivasi (E_a) adalah energi minimum yang harus dimiliki agar reaksi dapat terjadi.



Copyright © 2012 John Wiley & Sons, Inc. All rights reserved.

Reaksi eksoterm

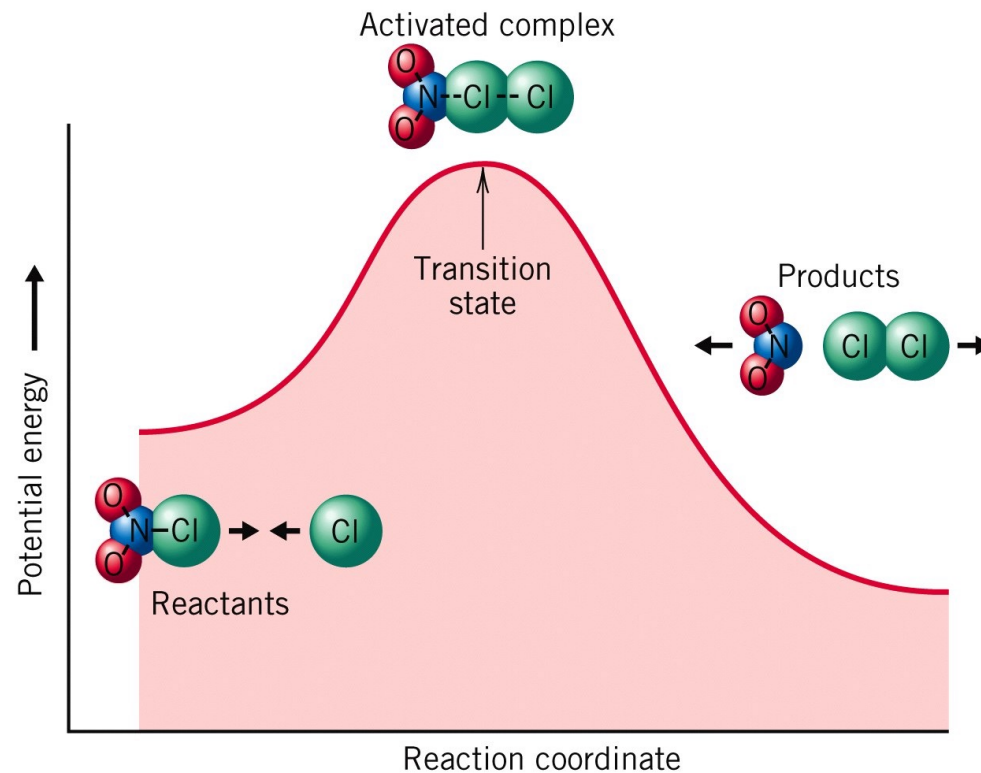


Copyright © 2012 John Wiley & Sons, Inc. All rights reserved.

Reaksi endoterm

Keadaan Transisi

Keadaan ketika sesaat setelah tumbukan efektif terjadi disebut dengan *keadaan transisi*. Pada keadaan transisi ini terbentuk *komplek teraktivasi* yang tidak stabil dan akan berubah menjadi produk



Energi Aktivasi

- Energi aktivasi dapat ditentukan dengan melihat pengaruh temperatur terhadap tetapan laju (k)
- Hubungan tetapan laju, temperatur dan energi aktivasi dinyatakan dalam persamaan Arrhenius

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

Persamaan ini memiliki dua bagian, yaitu:

Faktor frekuensi = A (s^{-1}),

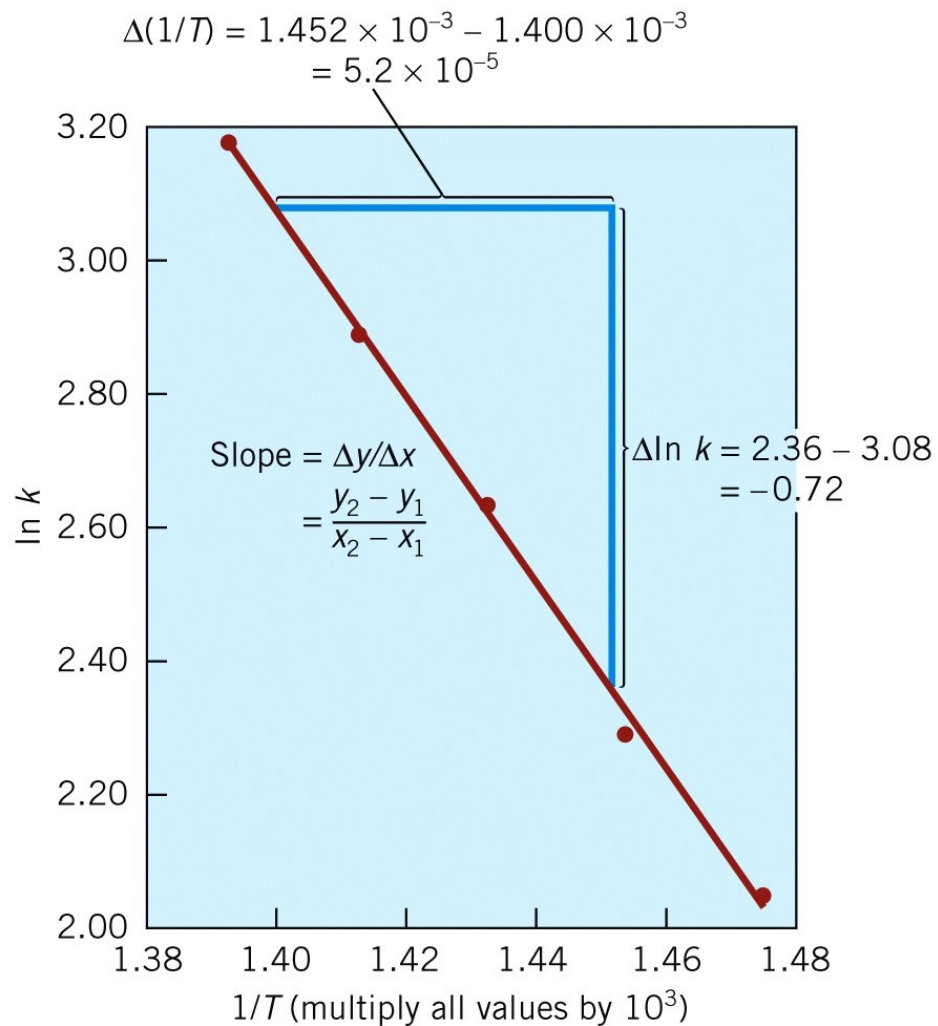
Faktor eksponen = $e^{-\frac{E_a}{RT}}$ dengan E_a = energi pengaktifan (kJ/mol), **R** = tetapan gas ($8.314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$), dan **T** = temperatur (K)

Contoh

- Menentukan Energi aktivasi dari data berikut:



Rate Constant, k (L mol ⁻¹ s ⁻¹)	Temperature (°C)
7.8	405
9.9	415
14	425
18	435
24	445



Copyright © 2012 John Wiley & Sons, Inc. All rights reserved.

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

Copyright © 2012 John Wiley & Sons, Inc. All rights reserved.

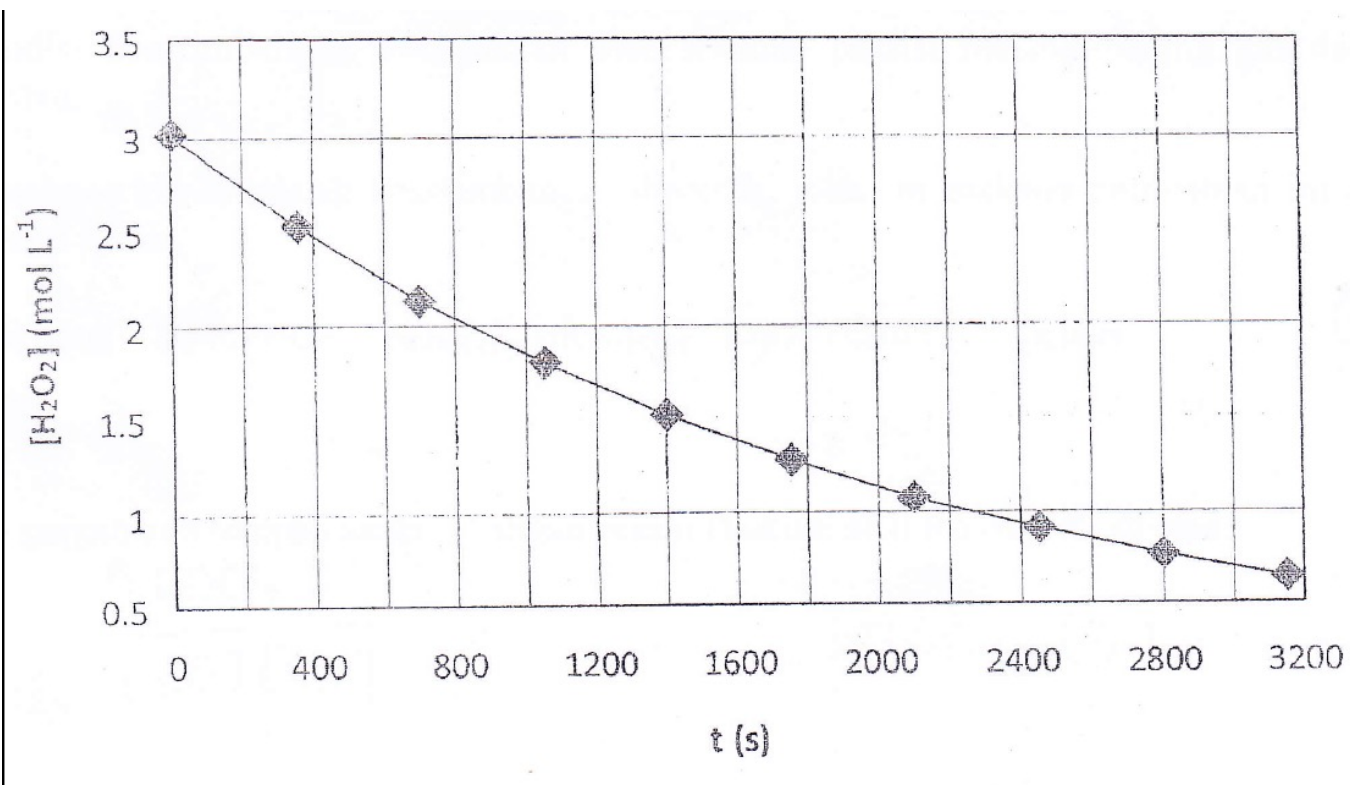
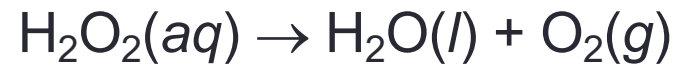
Gradien garis = $-E_a/R$

$$-1,4 \times 10^4 = -E_a/8,314$$

$$E_a = 1,2 \times 10^2 \text{ kJ/mol}$$

Soal Ujian

- Di dalam air H_2O_2 terurai sesuai dengan persamaan berikut:



Soal ujian (lanjutan)

- Tentukan nilai dan satuan tetapan laju penguraian H_2O_2 pada suhu 295 K
- Tuliskan hukum laju reaksi penguraian H_2O_2 pada suhu 295 K
- Tentukan $[\text{H}_2\text{O}_2]$ dalam larutan tersebut pada $t = 1$ jam
- Tentukan laju berkurangnya $[\text{H}_2\text{O}_2]$ pada $t = 1$ jam
- Jika temperatur larutan H_2O_2 dinaikkan menjadi 305 K, laju reaksi tersebut menjadi 2,86 kali lebih cepat pada konsentrasi H_2O_2 yang sama. Tentukan energi pengaktifan (E_a) reaksi penguraian H_2O_2



Jawab

Soal Ujian

Pengukuran kinetika reaksi penguraian gas NO_2 dilakukan dalam silinder tertutup bervolume 1 L. Reaksi yang terjadi:



Setiap percobaan diawali dengan mengisi silinder dengan gas NO_2 hingga tekanannya mencapai P_0 pada temperatur T . Tekanan dalam silinder (P_t) dicatat setiap 30 detik selama reaksi berlangsung. Data yang diperoleh adalah sebagai berikut

t (detik)	0	30	60	90
P_t (atm)	0,8	1,176	1,188	1,192
P_{NO_2} (atm)	0,8	a	b	c

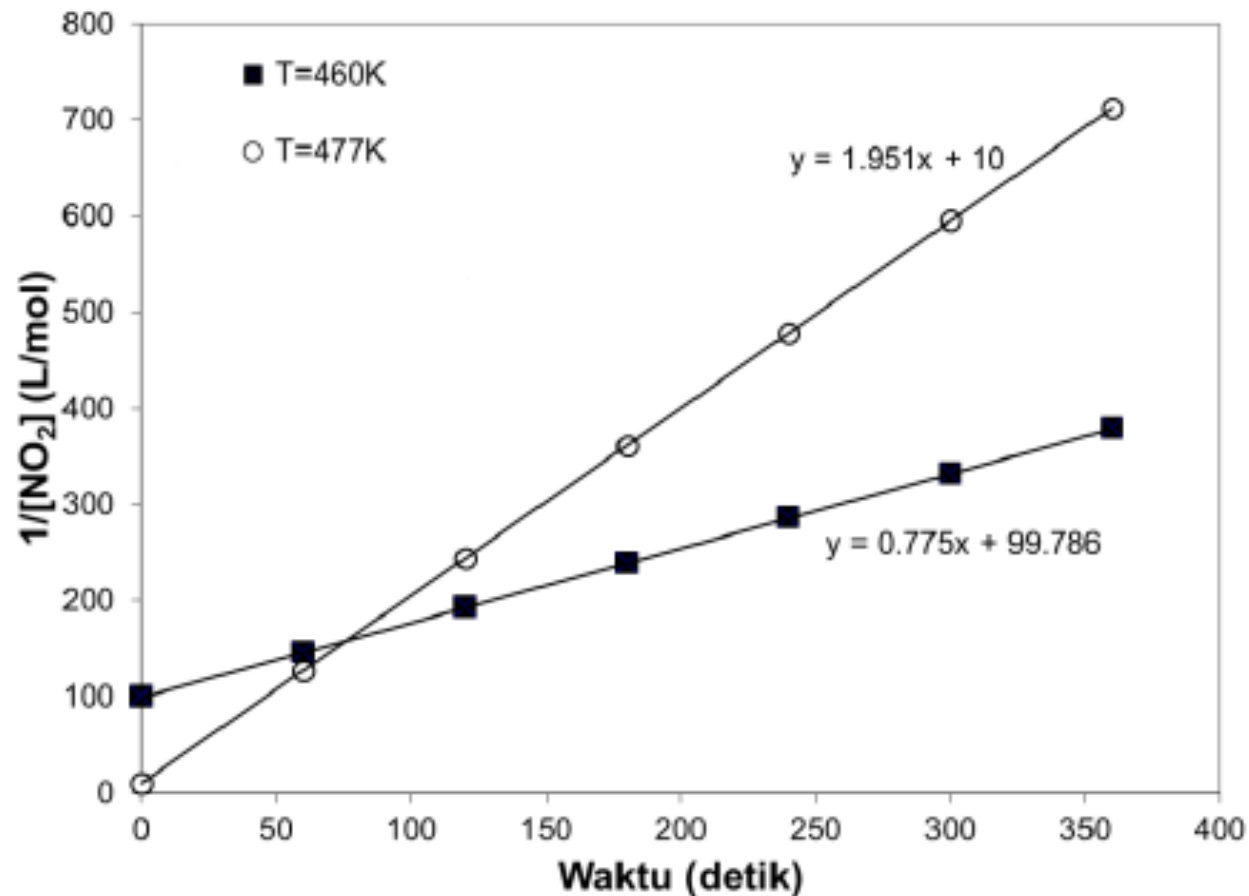
a. Tentukan tekanan parsial gas NO_2 setelah reaksi berlangsung selama 30, 60 dan 90 detik.



Jawab

Soal ujian (lanjutan)

- Kurva $1/[\text{NO}_2]$ terhadap waktu (t) telah dibuat untuk menentukan persamaan laju reaksi penguraian gas NO_2 . Dua kurva untuk reaksi pada temperatur berbeda (460 dan 477 K) ditunjukkan di bawah ini.



Soal Ujian (lanjutan)

- Tentukan persamaan laju reaksi penguraian gas NO_2 .
- Tentukan nilai tetapan laju (k) reaksi tersebut pada 460 K. Nyatakan dengan satuan yang tepat.
- Jika reaksi penguraian gas NO_2 dilakukan pada 460 K dan $[\text{NO}_2]_0 = 0,1 \text{ M}$, hitung waktu yang diperlukan agar $[\text{NO}_2] = \underline{0,05 \text{ M}}$.
- Tentukan energi pengaktifan reaksi (E_a) penguraian gas NO_2 .



Jawab

MEKANISME REAKSI

Mekanisme Reaksi

- Persamaan reaksi pada umumnya menyatakan net reaksi keseluruhan.

- Menurut teori tumbukan, reaksi berikut:



tidak mungkin terjadi dalam 1 tahap karena melibatkan tumbukan 6 buah molekul secara bersamaan

- Reaksi diatas merupakan gabungan dari beberapa tahap reaksi yang sederhana yang disebut **reaksi elementer**.
- Keseluruhan reaksi elementer yang jika dijumlahkan menghasilkan net reaksi yang diamati disebut dengan **mekanisme reaksi**.

Contoh Mekanisme Reaksi



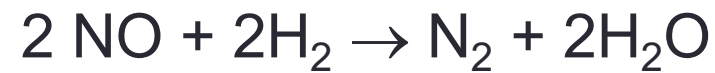
Mekanisme Reaksi



Laju reaksi keseluruhan ditentukan oleh laju pada tahap penentu laju

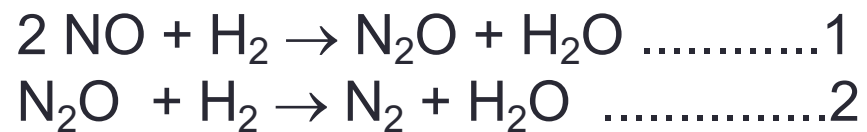
Pada reaksi diatas, tahap penentu laju: reaksi (1)
Cl disebut sebagai **zat antar**

Mekanisme Reaksi



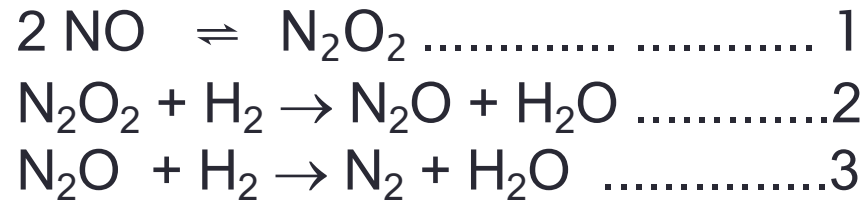
$$\text{laju} = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$$

Mekanisme yg diusulkan



Mekanisme diatas salah karena reaksi 1 bukan reaksi elementer

Mekanisme yang benar:



Tahap penentu laju: reaksi (2)

$$\text{laju} = k_2 [\text{N}_2\text{O}_2] [\text{H}_2]$$

Dari Pers..1

$$k_f [\text{NO}]^2 = k_r [\text{N}_2\text{O}_2]$$

$$[\text{N}_2\text{O}_2] = k_f / k_r [\text{NO}]^2$$

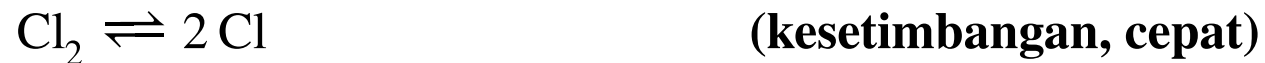
Substitusi pers. 2

$$\text{laju} = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$$

$$k = k_2 k_f / k_r$$

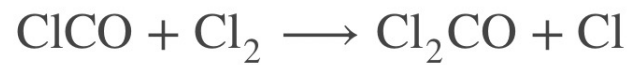
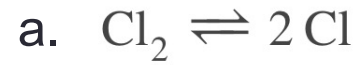
Latihan Soal

Fosgen (Cl_2CO), gas beracun yang digunakan dalam perang dunia I, diperoleh dari reaksi antara Cl_2 dan CO . Mekanisme reaksi yang diusulkan untuk sintesis fosgen adalah sebagai berikut:



- Tentukan reaksi keseluruhan sintesis fosgen berdasarkan mekanisme di atas
- Tentukan hukum laju yang konsisten dengan mekanisme di atas.

Jawab



b.

- Tahap penentu laju $\text{ClCO} + \text{Cl}_2 \longrightarrow \text{Cl}_2\text{CO} + \text{Cl}$ memiliki persamaan laju $r = k_3[\text{ClCO}][\text{Cl}_2]$.
- ClCO tidak ada dalam persamaan reaksi akhir sehingga harus disubstitusi memanfaatkan reaksi kesetimbangan tahap 1 dan 2.

$$k_2[\text{Cl}][\text{CO}] = k_{-2}[\text{ClCO}] \quad \Longrightarrow \quad [\text{ClCO}] = \frac{k_2}{k_{-2}} [\text{Cl}][\text{CO}]$$

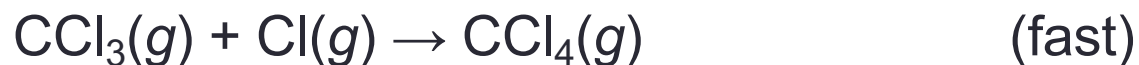
$$k_1[\text{Cl}_2] = k_{-1}[\text{Cl}]^2 \quad \Longrightarrow \quad [\text{Cl}] = \left(\frac{k_1}{k_{-1}} [\text{Cl}_2] \right)^{1/2}$$

$$[\text{ClCO}] = \left(\frac{k_2}{k_{-2}} \right) \left(\frac{k_1}{k_{-1}} [\text{Cl}_2] \right)^{1/2} [\text{CO}] = \left(\frac{k_2}{k_{-2}} \right) \left(\frac{k_1}{k_{-1}} \right)^{1/2} [\text{Cl}_2]^{1/2} [\text{CO}]$$

$$r = k_3[\text{ClCO}][\text{Cl}_2] = k_3 \left(\left(\frac{k_2}{k_{-2}} \right) \left(\frac{k_1}{k_{-1}} \right)^{1/2} [\text{Cl}_2]^{1/2} [\text{CO}] \right) [\text{Cl}_2] = k[\text{Cl}_2]^{3/2} [\text{CO}]$$

Soal Latihan

14.97 The reaction of chloroform and chlorine forms carbon tetrachloride and hydrogen chloride in the following proposed mechanism:

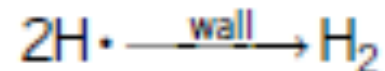
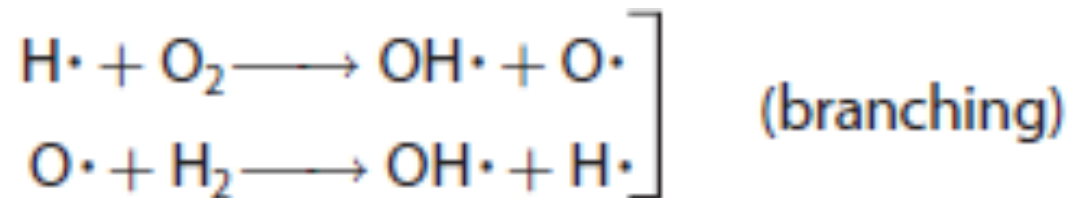
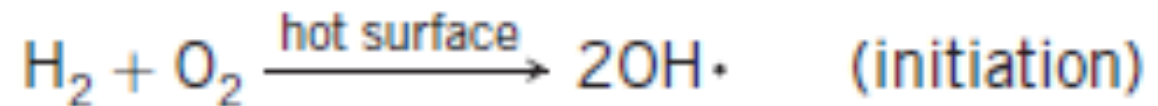


- What are the intermediates in the proposed mechanism?
- What is the balanced equation for the overall reaction?
- What is the rate law for the reaction?



Jawab

Radikal Bebas

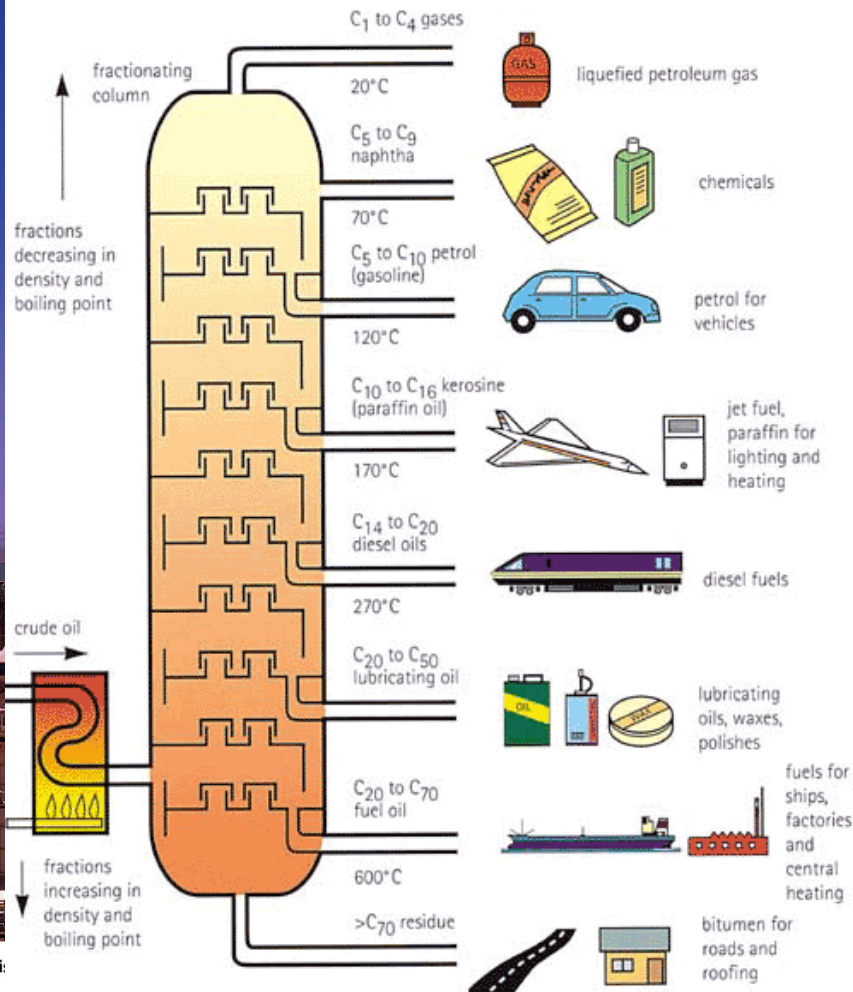


Reaksi “cracking” Minyak Bumi

CH_4



Wes Thompson/© Corbis



H_2

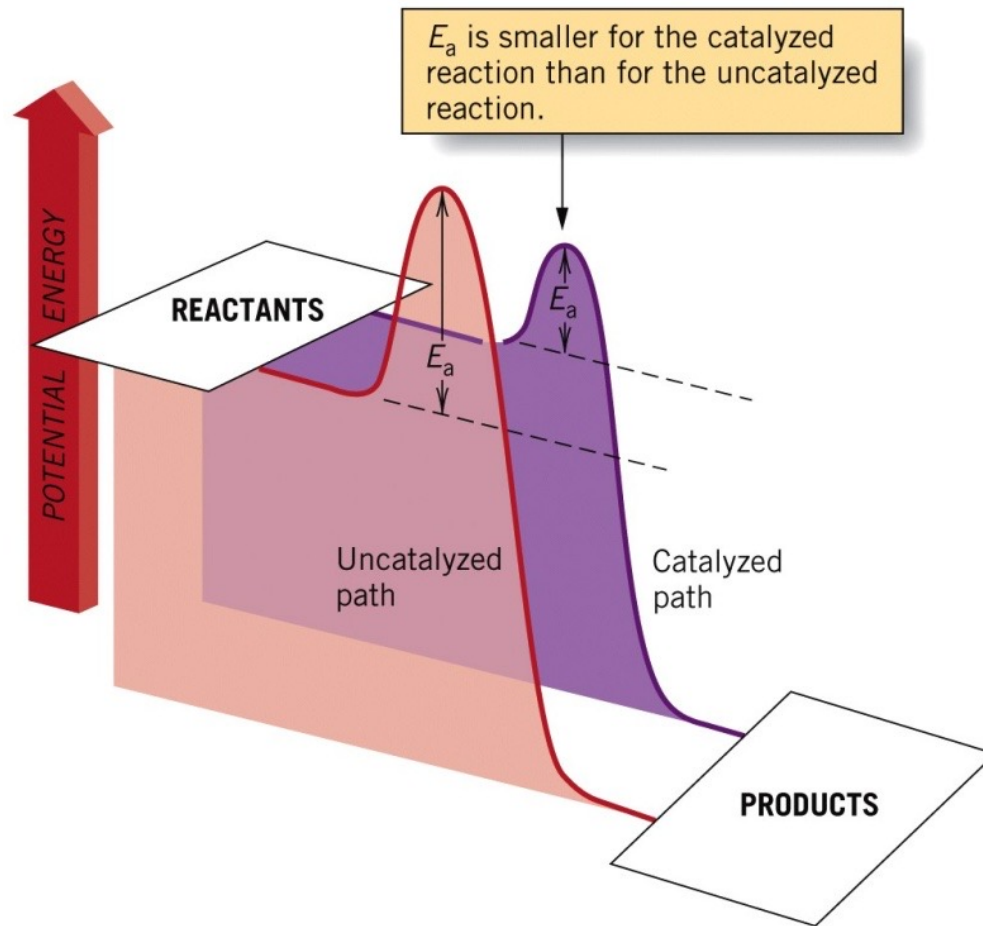


KATALIS

Katalis

- Katalis adalah zat yang dapat mengubah laju suatu reaksi namun tidak habis bereaksi.
- Jumlah katalis yang ditambahkan di awal reaksi akan diperoleh dalam jumlah yang sama di akhir reaksi.
- Walaupun tidak muncul dalam persamaan reaksi total namun katalis ikut terlibat dalam reaksi.

Katalis

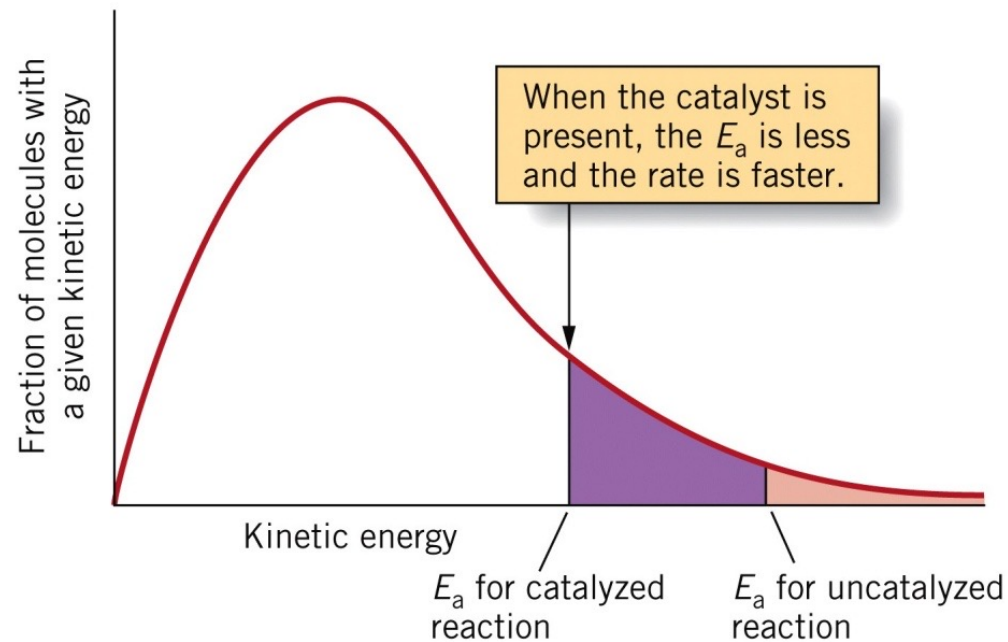


Katalis menyediakan jalur yang memiliki energi aktivasi lebih rendah dibandingkan reaksi tanpa katalis

(a)

Katalis

Karena reaksi yg melibatkan katalis memiliki E_a yang lebih rendah, maka jumlah molekul pereaksi yang memiliki energi kinetik yang cukup untuk menghasilkan tumbukan efektif menjadi lebih banyak. Sehingga laju menjadi lebih cepat.

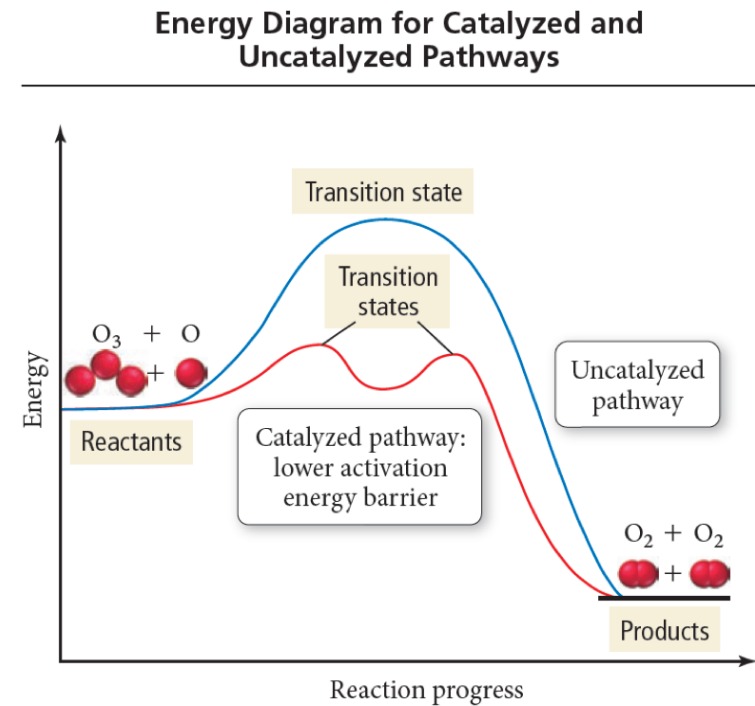
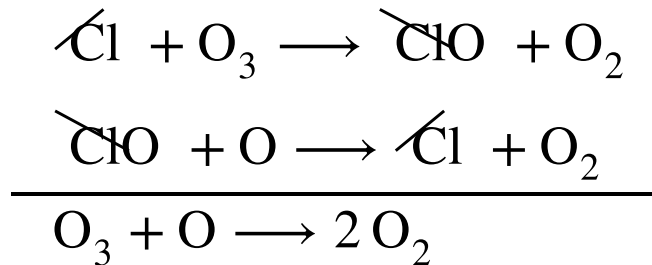


(b)

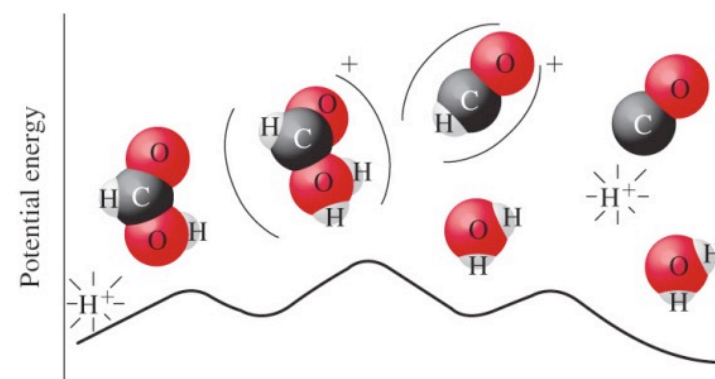
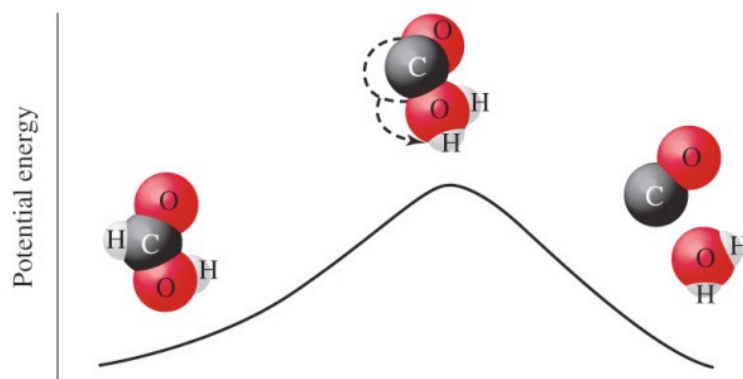
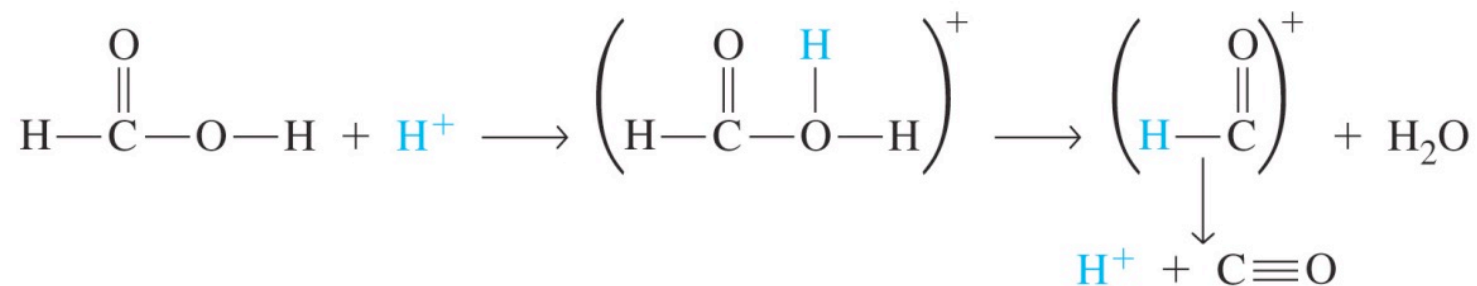
Contoh kasus katalisis

Kerusakan ozon dapat diakselerasi oleh kehadiran gas atom klor hasil fotolisis dari gas klorofluorokarbon (CFC) di lapisan ozon.

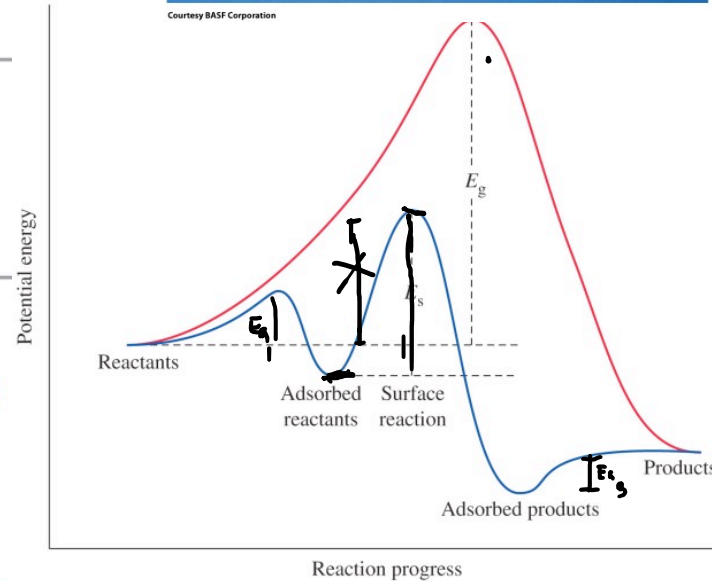
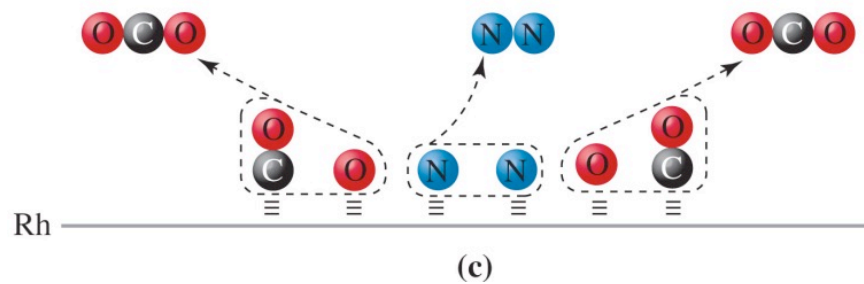
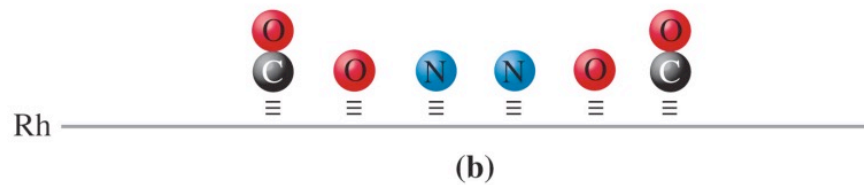
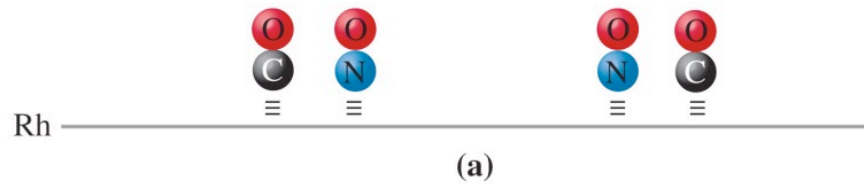
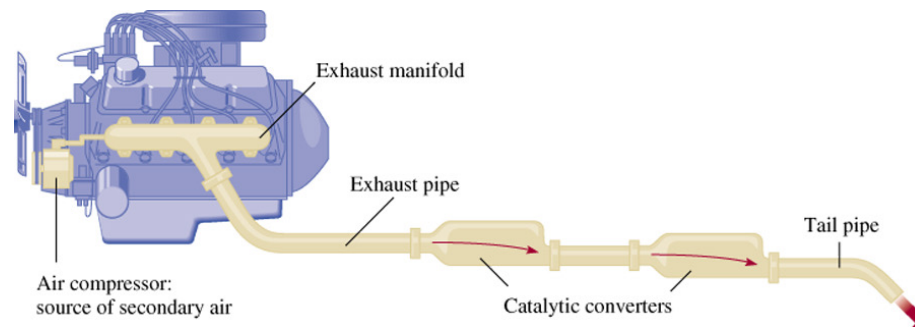
Reaksi katalisis dekomposisi ozon:



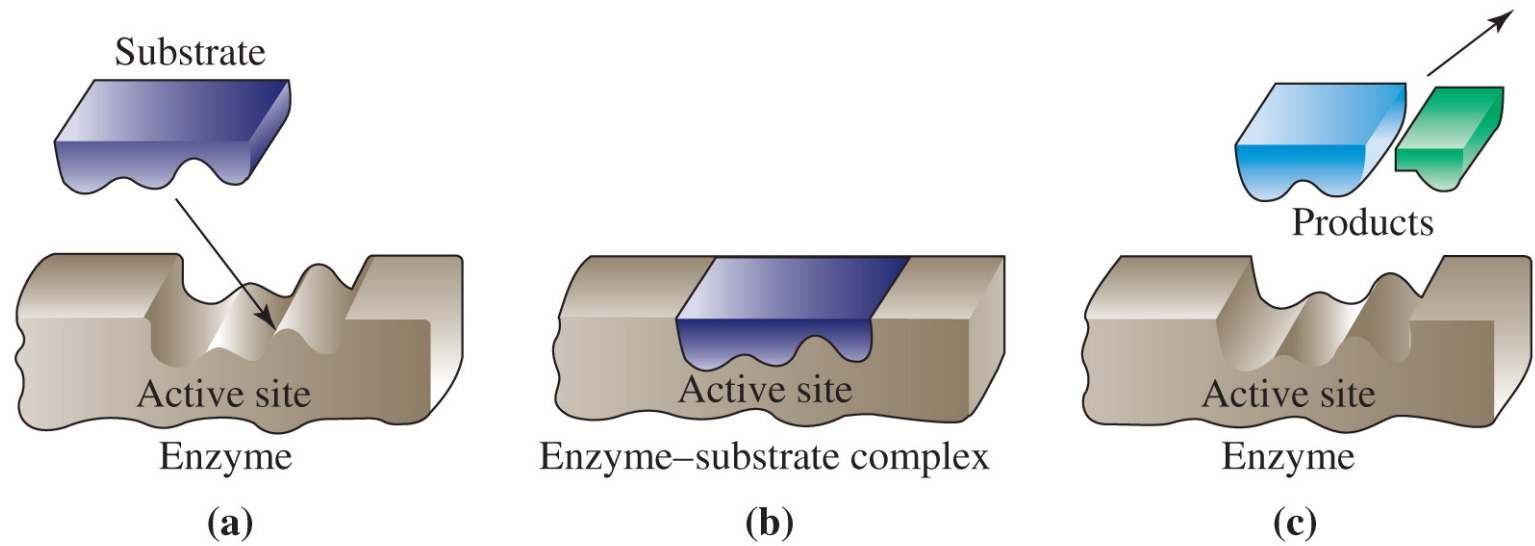
Homogeneous Catalyst



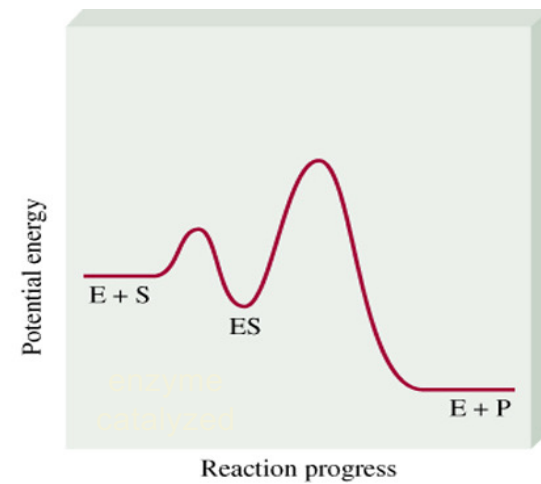
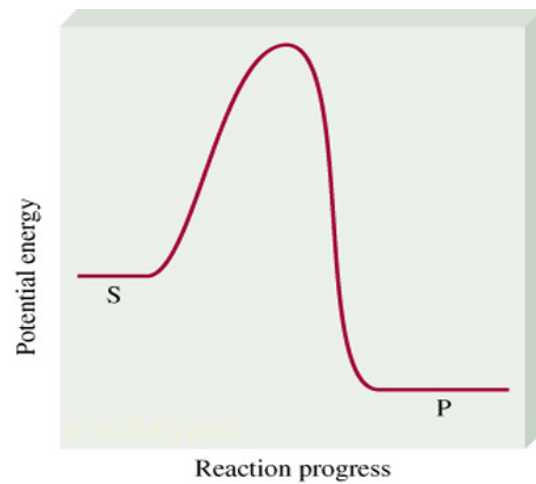
Heterogeneous Catalyst



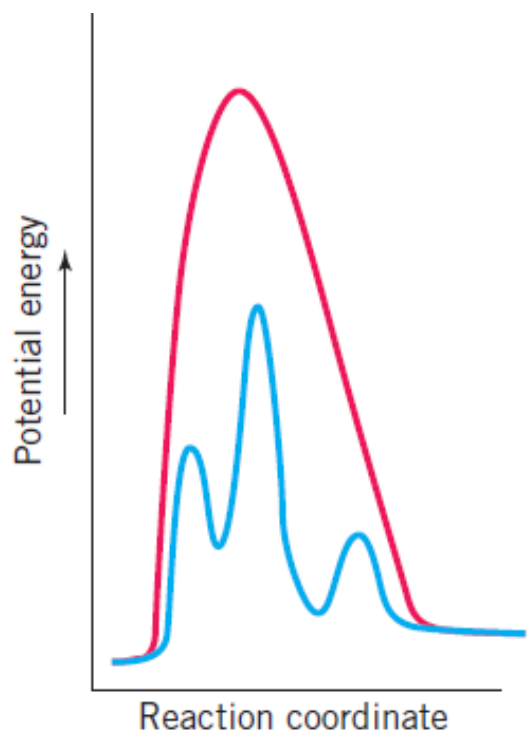
Enzim



Copyright © 2007 Pearson Prentice Hall, Inc.



Additional Exercise



14.110 For the following potential energy diagram, which path represents a catalyzed reaction? How many steps would be proposed in the mechanism for the catalyzed reaction, and which step would be rate-determining?

Latihan

Suatu katalis dapat menurunkan energi pengaktifan dari 125 kJ/mol ke 55 kJ/mol. Tentukan berapa kali laju reaksi akan meningkat pada 25° C, jika diasumsikan faktor frekuensi reaksi yang dikatalisis dan tidak dikatalisis adalah sama.

$$\begin{aligned}\frac{k_2}{k_1} &= \frac{Ae^{-\frac{E_{a2}}{RT}}}{Ae^{-\frac{E_{a1}}{RT}}} \\ &= e^{\frac{E_{a1} - E_{a2}}{RT}} \\ &= e^{\frac{(125-55) \times 10^3 \text{ J}}{(8.314 \text{ J/(mol.K)})(298 \text{ K})}} \\ &= 1.86 \times 10^{12}\end{aligned}$$

Latihan

Data laju awal reaksi antara hemoglobin (Hb) dengan karbon monoksida (CO) adalah sebagai berikut.

Eksperimen	[Hb] ₀ ($\mu\text{mol L}^{-1}$)	[CO] ₀ ($\mu\text{mol L}^{-1}$)	Laju Awal ($\mu\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$)
1	2,21	1,00	0,619
2	4,42	1,00	1,24
3	3,36	2,40	2,26

Tetapan laju (k) untuk reaksi antara Hb dan CO adalah ($\mu\text{mol}^{-1} \text{L s}^{-1}$)



Jawab

Latihan

Laju reaksi berikut diketahui hanya bergantung pada NO_2 dan merupakan reaksi orde 1.



Data eksperimen adalah sebagai berikut.

Waktu (s)	$[\text{NO}_2]$ (mol L ⁻¹)
0	0,500
1000	0,435
2000	0,379

Waktu paruh ($t_{1/2}$) reaksi tersebut adalah....



Jawab

Latihan

Reaksi dekomposisi senyawa A mempunyai konsentrasi awal 0,5 M dan tetapan laju sebesar $2,9 \times 10^{-4} \text{ M s}^{-1}$. Pernyataan yang benar untuk reaksi tersebut adalah....

- A. Laju reaksi bergantung pada konsentrasi reaktan.
- B. Waktu paruh reaksi tersebut 2390 s.
- C. Laju reaksi sama dengan tetapan laju.
- D. Konsentrasi reaktan selalu tetap selama reaksi berlangsung.
- E. Kurva konsentrasi reaktan terhadap waktu berbentuk ekponensial.

Latihan

Berikut data tetapan laju (k) suatu reaksi pada dua suhu berbeda.

No.	T (K)	k (s^{-1})
1.	273	$7,78 \times 10^{-7}$
2.	318	$4,98 \times 10^{-4}$

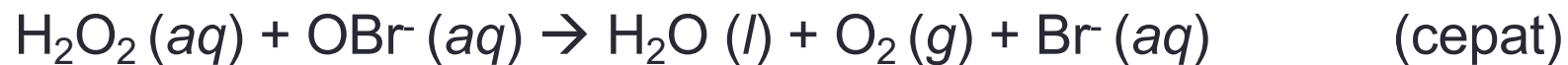
Energi pengaktifan (E_a) dan frekuensi tumbukan (A) reaksi tersebut adalah.....



Jawab

Latihan

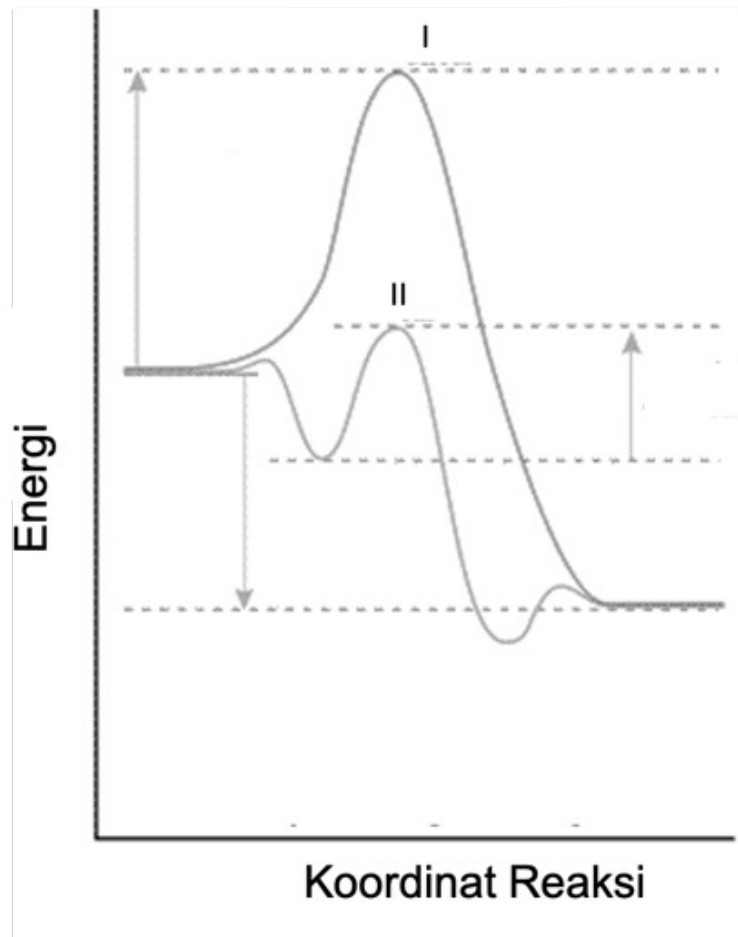
Usulan mekanisme untuk reaksi $2\text{H}_2\text{O}_2 (aq) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} (l) + \text{O}_2 (g)$ adalah sebagai berikut.



Spesi Br^- pada reaksi tersebut berperan sebagai ...

Latihan

Gambar berikut mengilustrasikan mekanisme suatu reaksi.



Pernyataan yang **tidak** sesuai dengan gambar tersebut adalah

- A. Kurva I menunjukkan reaksi tanpa katalis.
- B. Kurva II menunjukkan adanya beberapa tahap reaksi.
- C. Energi pengaktifan kurva I lebih besar daripada kurva II.
- D. Laju reaksi pada kurva I lebih besar dari kurva II.
- E. Pada kurva II menunjukkan beberapa senyawa antara.