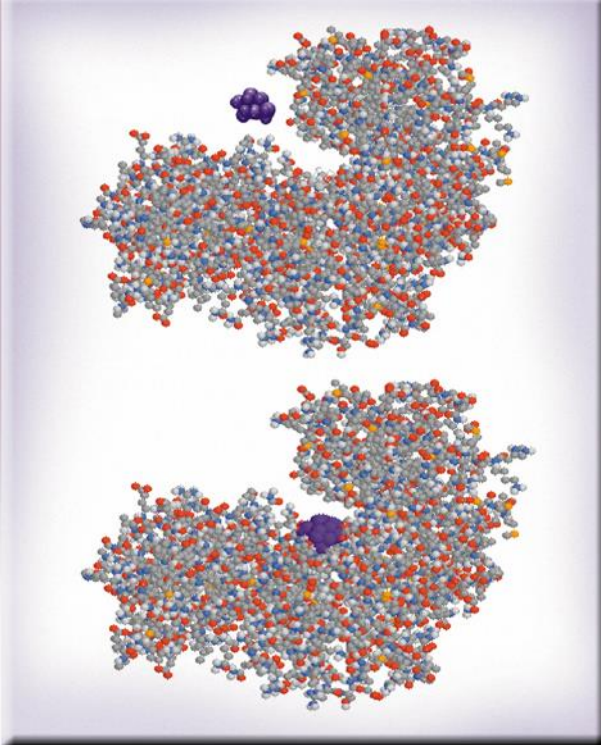
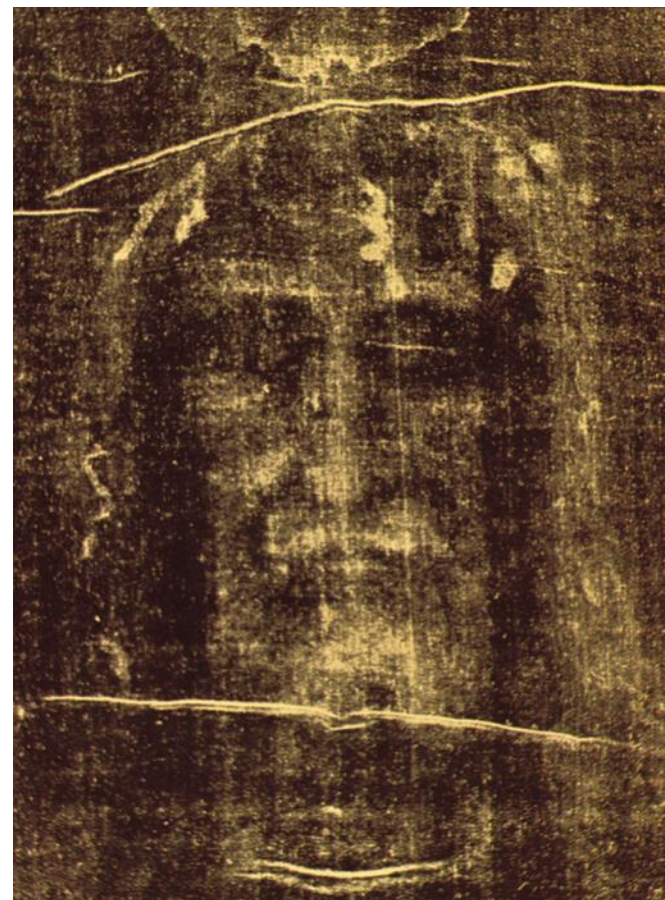




Kinetika Kimia

Bab 13

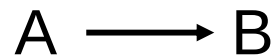


Kinetika Kimia

Termodinamika – apakah reaksi dapat terjadi?

Kinetika – secepat apa reaksi terjadi?

Laju/ Kecepatan/rate reaksi – perubahan konsentrasi reaktan atau produk terhadap waktu (M/s).



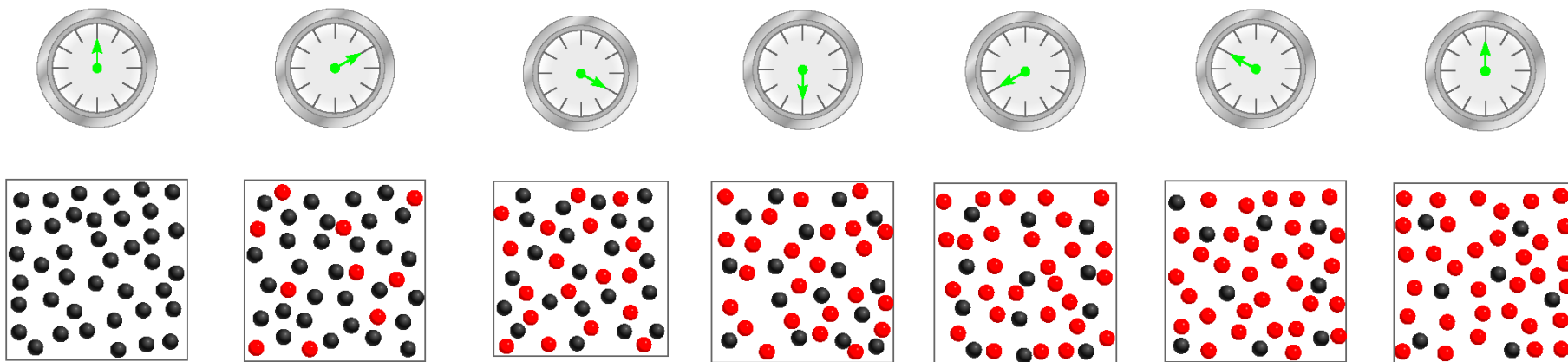
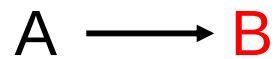
$$\text{Laju} = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

$\Delta[A]$ = perubahan konsentrasi A selama waktu Δt

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

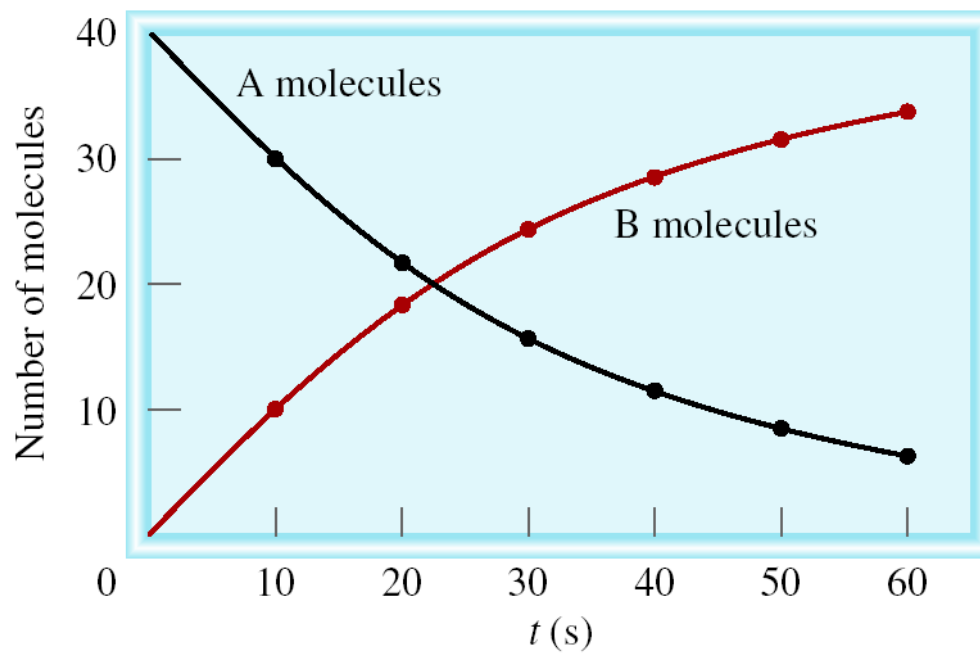
$\Delta[B]$ = perubahan konsentrasi B selama waktu Δt

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

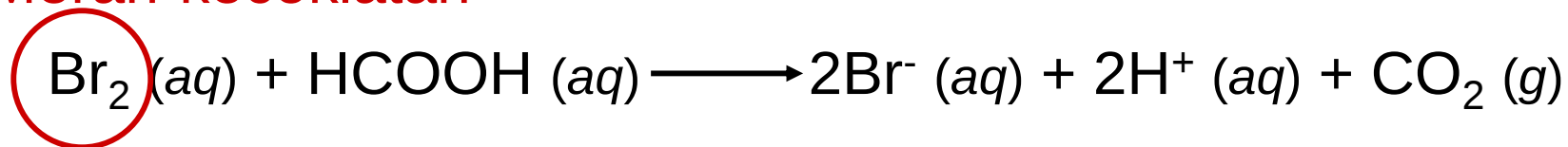


$$\text{Laju} = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

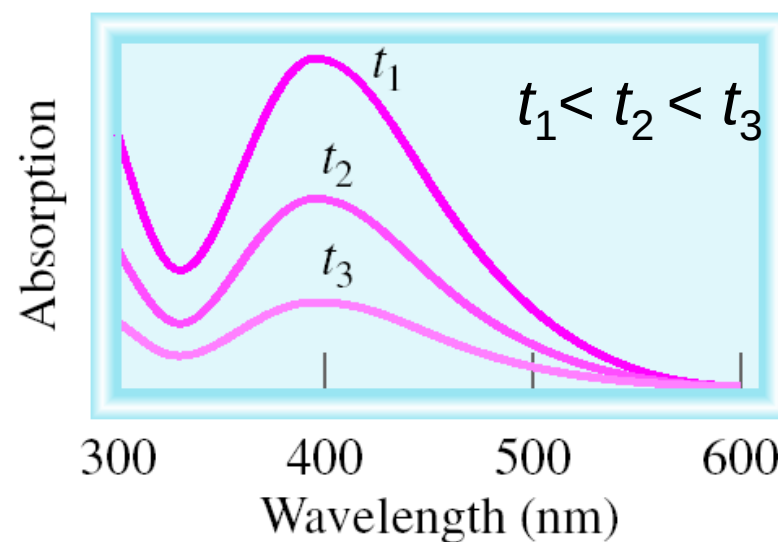
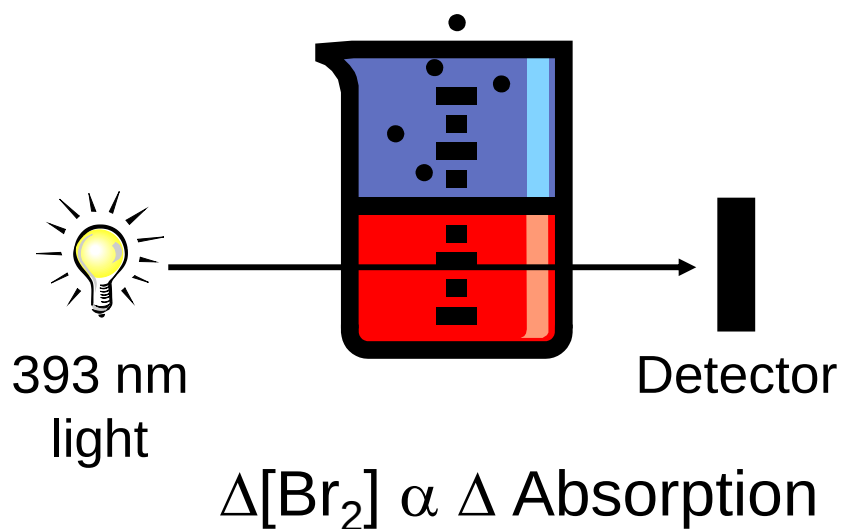
$$\text{Laju} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

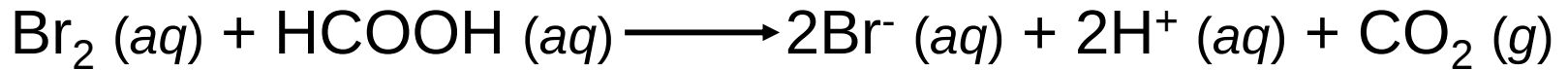


Merah-kecoklatan

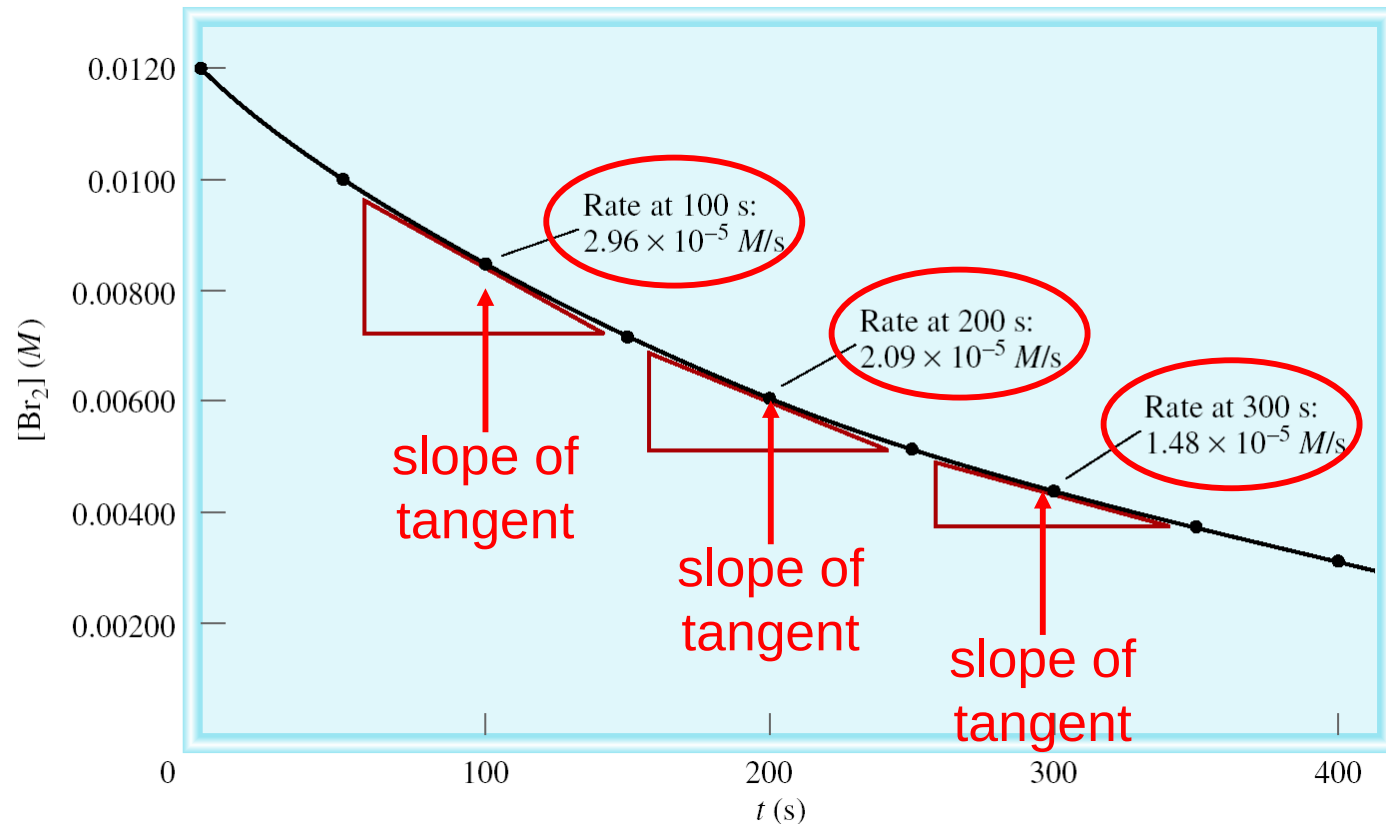


time





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



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

Laju sesaat = laju pada rentang waktu tertentu

TABLE 13.1

Rates of the Reaction Between Molecular Bromine and Formic Acid at 25°C

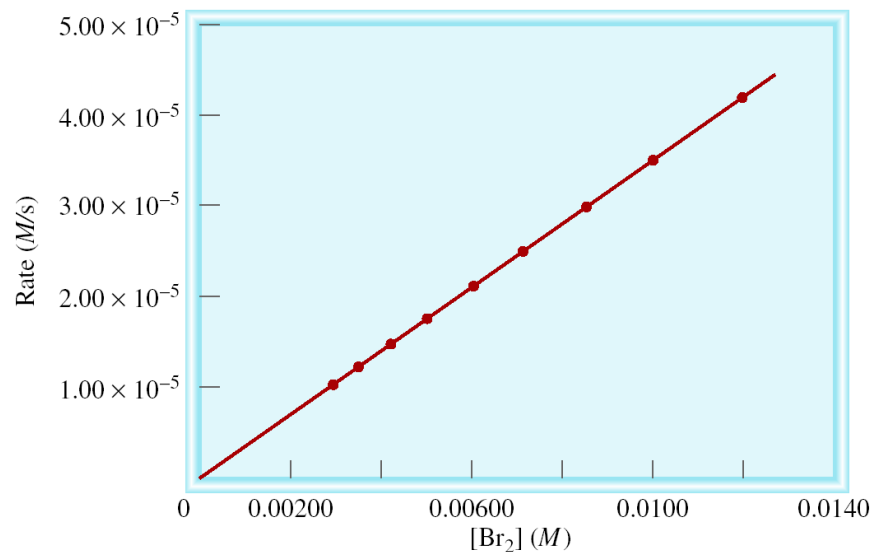
Time (s)	[Br ₂] (M)	Rate (M/s)	$k = \frac{\text{rate}}{[\text{Br}_2]} \text{ (s}^{-1}\text{)}$
0.0	0.0120	4.20×10^{-5}	3.50×10^{-3}
50.0	0.0101	3.52×10^{-5}	3.49×10^{-3}
100.0	0.00846	2.96×10^{-5}	3.50×10^{-3}
150.0	0.00710	2.49×10^{-5}	3.51×10^{-3}
200.0	0.00596	2.09×10^{-5}	3.51×10^{-3}
250.0	0.00500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

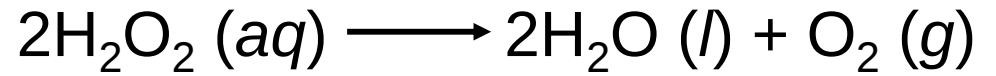
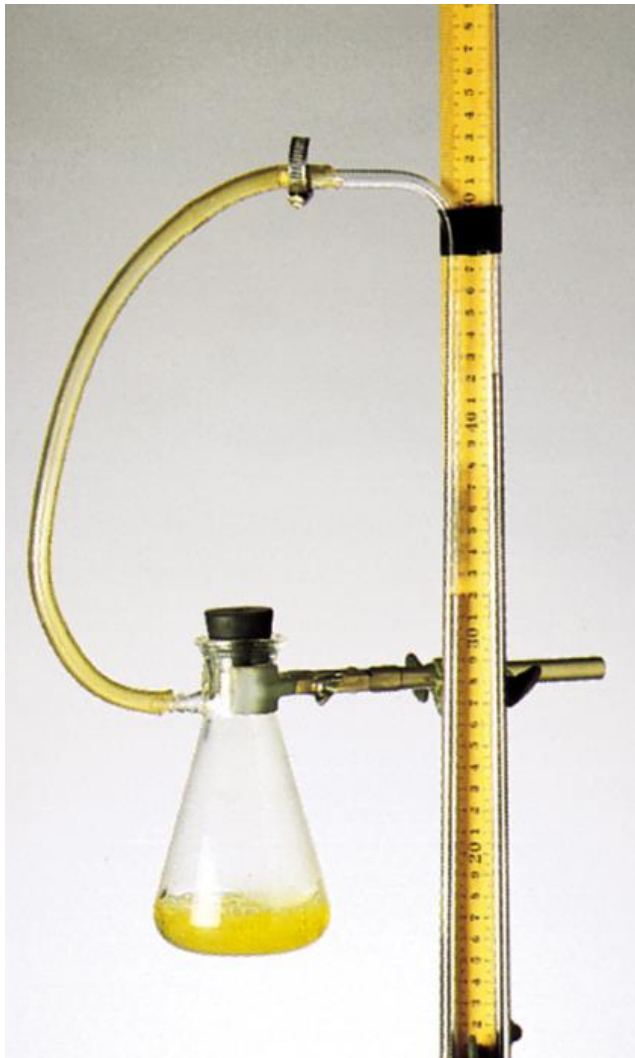
Laju $\propto [\text{Br}_2]$

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

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

$$= 3,50 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$





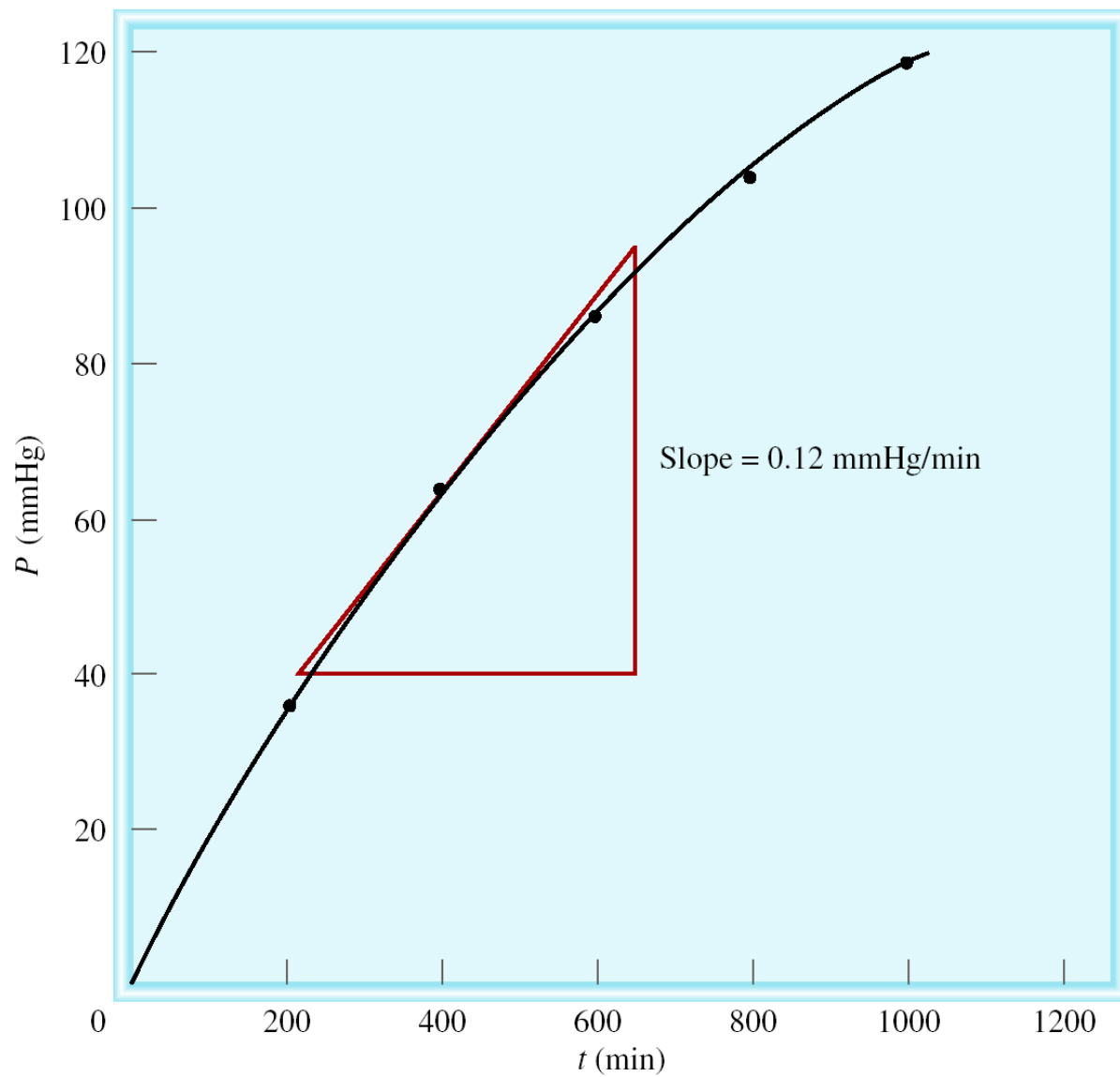
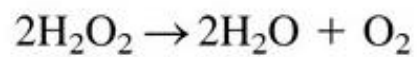
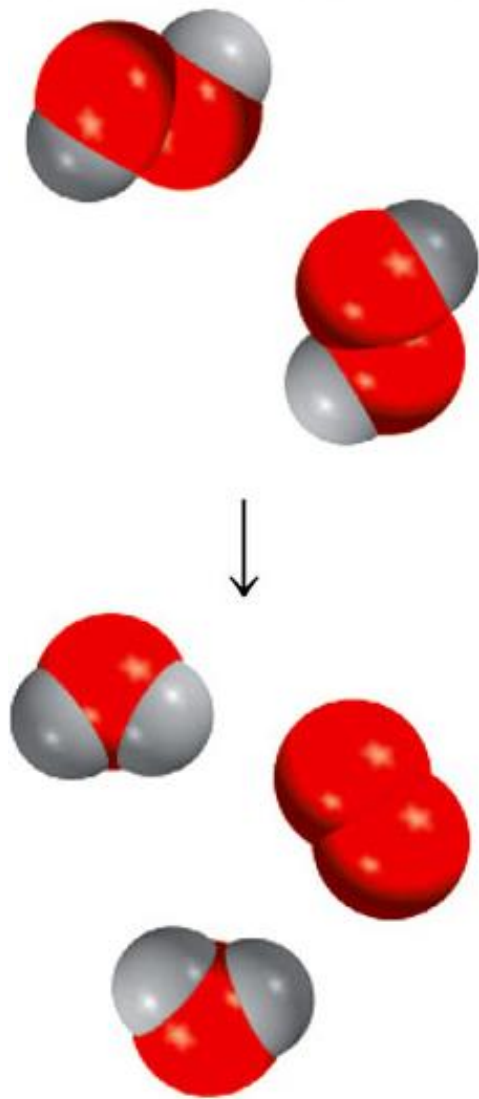
$$PV = nRT$$

$$P = \frac{n}{V} RT = [\text{O}_2]RT$$

$$[\text{O}_2] = \frac{1}{RT} P$$

$$\text{Laju} = \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{RT} \frac{\Delta P}{\Delta t}$$

pengukuran ΔP terhadap waktu

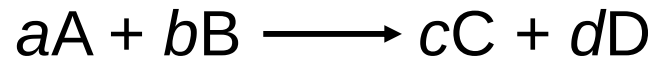


Laju Reaksi dan Stoikiometri



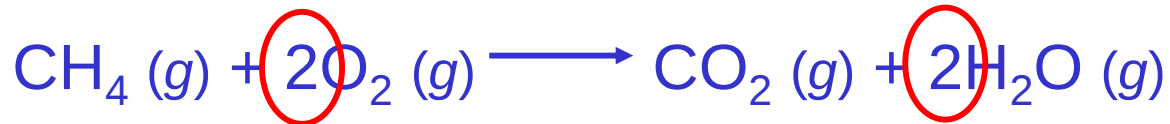
Dua mol A digunakan untuk terbentuknya satu mol B

$$\text{Laju} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \qquad \text{Laju} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$



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

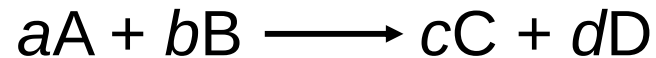
Tulislah persamaan laju untuk reaksi berikut:



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

Hukum Laju

Hukum laju menunjukkan hubungan antara laju reaksi dengan konstanta laju dan konsentrasi reaktan dalam bentuk pangkat.



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

Reaksi orde **x** terhadap A

Reaksi orde **y** terhadap B

Reaksi orde **(x + y)** secara keseluruhan

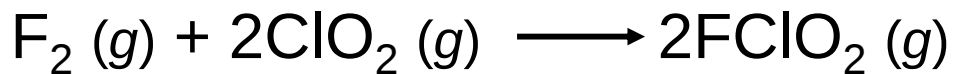


TABLE 13.2 Rate Data for the Reaction Between F_2 and ClO_2

$[\text{F}_2] \text{ (M)}$	$[\text{ClO}_2] \text{ (M)}$	Initial Rate (M/s)
1. 0.10	0.010	1.2×10^{-3}
2. 0.10	0.040	4.8×10^{-3}
3. 0.20	0.010	2.4×10^{-3}

$$\text{Laju} = k [\text{F}_2]^x [\text{ClO}_2]^y$$

$[\text{F}_2]$ dinaikkan dua kali dan $[\text{ClO}_2]$ tetap (1 & 3)

Laju reaksi naik dua kali

$$x = 1$$

$[\text{ClO}_2]$ dinaikkan empat kali dan $[\text{F}_2]$ tetap (1 & 2)

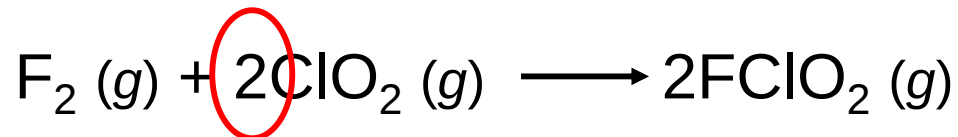
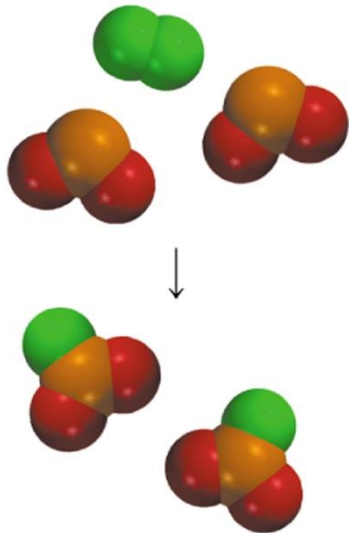
Laju reaksi naik empat kali

$$y = 1$$

$$\text{Laju} = k[\text{F}_2][\text{ClO}_2]$$

Hukum Laju

- Hukum laju reaksi **selalu** ditentukan melalui percobaan.
- Orde reaksi **selalu** ditentukan dari konsentrasi reaktan (bukan produk).
- Orde reaksi **tidak** memiliki hubungan dengan koefisien reaksi.



$$\text{kecepatan} = k [\text{F}_2][\text{ClO}_2]^1$$

Tentukan hukum laju dan hitung konstanta laju untuk reaksi berikut ini:



Eksperimen	$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$	$[\text{I}^-]$	Laju Awal (M/s)
1	0,08	0,034	$2,2 \times 10^{-4}$
2	0,08	0,017	$1,1 \times 10^{-4}$
3	0,16	0,017	$2,2 \times 10^{-4}$

$$\text{laju} = k [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^x [\text{I}^-]^y$$

$$y = 1$$

$$x = 1$$

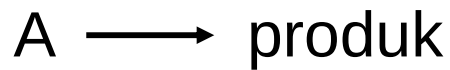
$$\text{laju} = k [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] [\text{I}^-]$$

$[\text{I}^-]$ dinaikkan dua kali, laju naik dua kali (eksperimen 1 & 2)

$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$ dinaikkan dua kali, laju naik dua kali (eksperimen 2 & 3)

$$k = \frac{\text{Laju}}{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}][\text{I}^-]} = \frac{2,2 \times 10^{-4} \text{ M/s}}{(0,08 \text{ M})(0,034 \text{ M})} = 0,08/\text{M}\cdot\text{s}$$

Reaksi Orde Satu



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

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

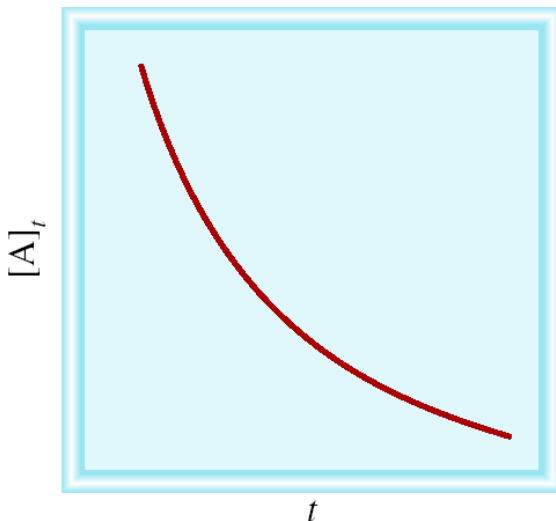
$$k = \frac{\text{laju}}{[A]} = \frac{M/s}{M} = 1/s \text{ or } s^{-1}$$

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

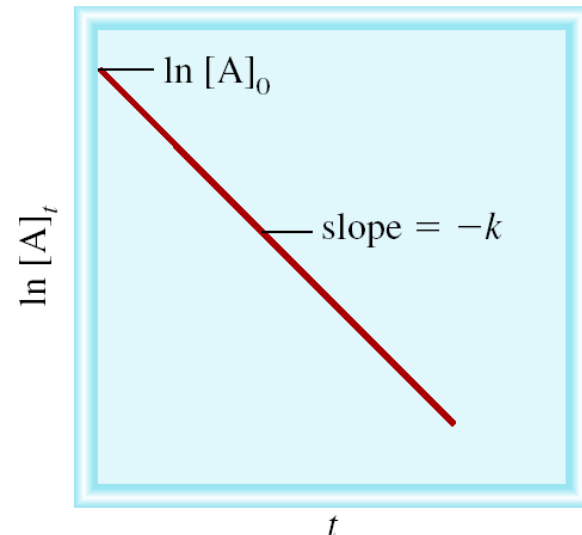
$[A]$ konsentrasi A pada waktu t

$[A]_0$ konsentrasi A pada saat $t=0$

$$[A] = [A]_0 e^{-kt}$$



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



Combining the first two equations for the rate we get

$$-\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k[A] \quad (13.2)$$

In differential form, Equation (13.2) becomes

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

Rearranging, we get

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

Integrating between $t = 0$ and $t = t$ gives

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

or

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

Using calculus, we can show from Equation (13.2) that

$$\ln \frac{[A]_t}{[A]_0} = -kt \quad (13.3)$$

where $\ln$ is the natural logarithm, and $[A]_0$ and $[A]_t$ are the concentrations of A at times $t = 0$ and $t = t$, respectively. It should be understood that $t = 0$ need not correspond to the beginning of the experiment; it can be any time when we choose to start monitoring the change in the concentration of A.

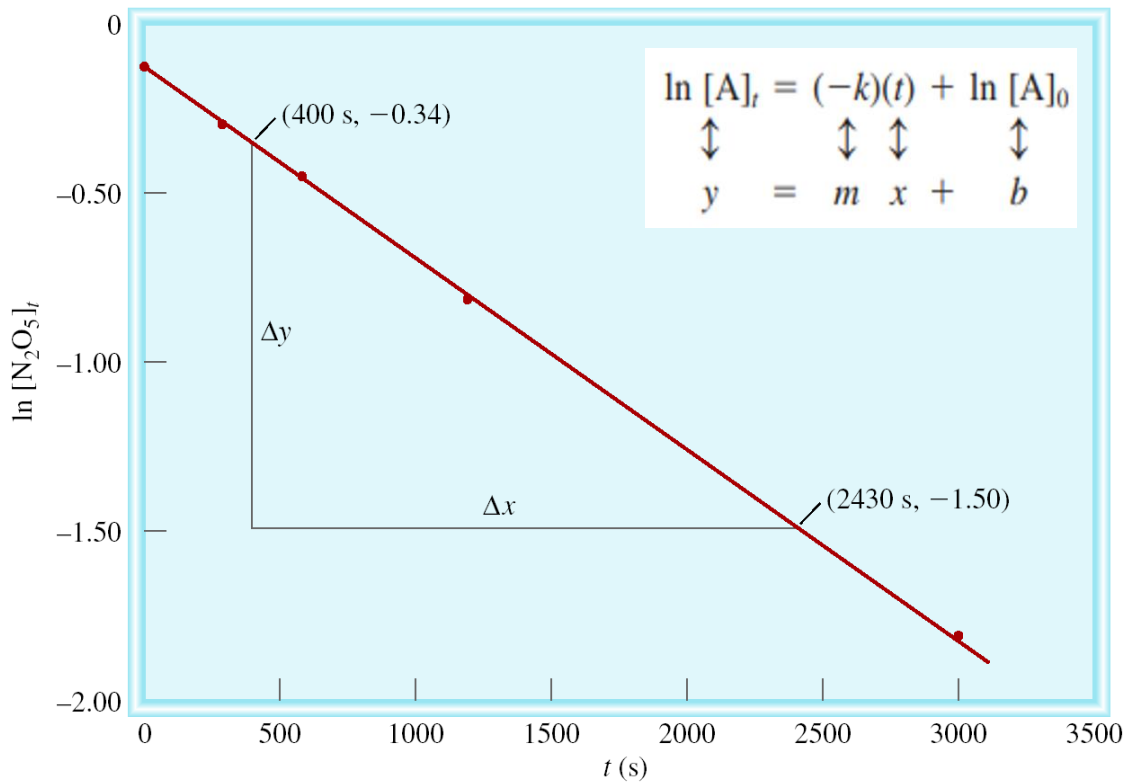
Equation (13.3) can be rearranged as follows:

$$\ln [A]_t = -kt + \ln [A]_0 \quad (13.4)$$

Equation (13.4) has the form of the linear equation $y = mx + b$, in which m is the slope of the line that is the graph of the equation:

$$\begin{array}{ccccccc} \ln [A]_t & = & (-k)(t) & + & \ln [A]_0 \\ \updownarrow & & \updownarrow & \updownarrow & \updownarrow \\ y & = & m & x & + & b \end{array}$$

Penentuan k dengan Grafik



$$\begin{aligned}\text{slope } (m) &= \frac{\Delta y}{\Delta x} \\ &= \frac{-1.50 - (-0.34)}{(2430 - 400) \text{ s}} \\ &= -5.7 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}\end{aligned}$$

$$m = -k$$

$$k = 5.7 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$$

Reaksi $2A \longrightarrow B$ adalah orde satu terhadap A dengan konstanta laju reaksi $2,8 \times 10^{-2} \text{ s}^{-1}$ pada 80°C . Berapa waktu yang diperlukan untuk mengubah A dari $0,88 \text{ M}$ menjadi $0,14 \text{ M}$?

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

$$[A]_0 = 0,88 \text{ M}$$

$$[A] = 0,14 \text{ M}$$

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

$$t = \frac{\ln[A]_0 - \ln[A]}{k} = \frac{\ln \frac{[A]_0}{[A]}}{k} = \frac{\ln \frac{0,88 \cancel{\text{M}}}{0,14 \cancel{\text{M}}}}{2,8 \times 10^{-2} \text{ s}^{-1}} = 66 \text{ s}$$

Reaksi Orde Satu

Waktu paruh, $t_{1/2}$, waktu reaksi yang dibutuhkan sehingga konsentrasi reaktan tinggal setengahnya.

$$t_{1/2} = t \text{ ketika } [A] = [A]_0/2$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln \frac{\cancel{[A]}_0}{\cancel{[A]}_0/2}}{k} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0.693}{k}$$

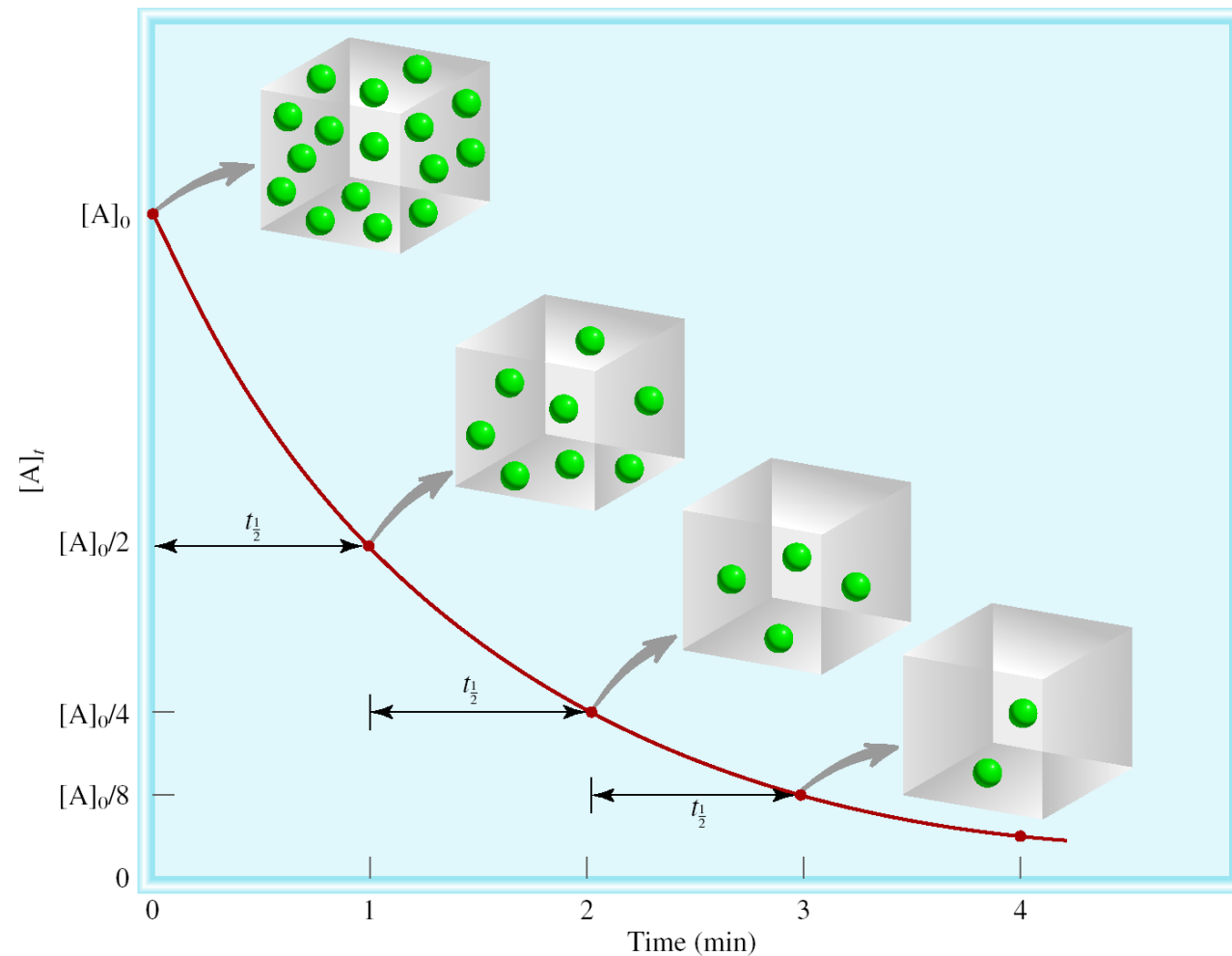
Berapa waktu paruh N_2O_5 yang terdekomposisi dengan konstanta laju reaksi $5,7 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$?

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \frac{0,693}{5,7 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}} = 1200 \text{ s} = 20 \text{ menit}$$

Apa bukti bahwa reaksi tersebut termasuk orde satu?

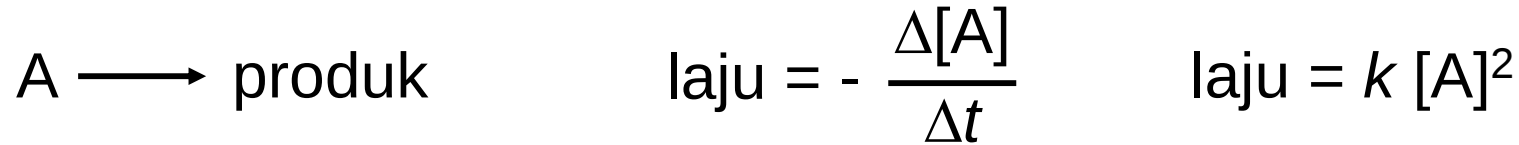
Satuan konstanta kecepatan reaksi (s^{-1})

Reaksi Orde Satu



Waktu Paruh ke-	$[A] = [A]_0/n$
1	2
2	4
3	8
4	16

Reaksi Orde Dua



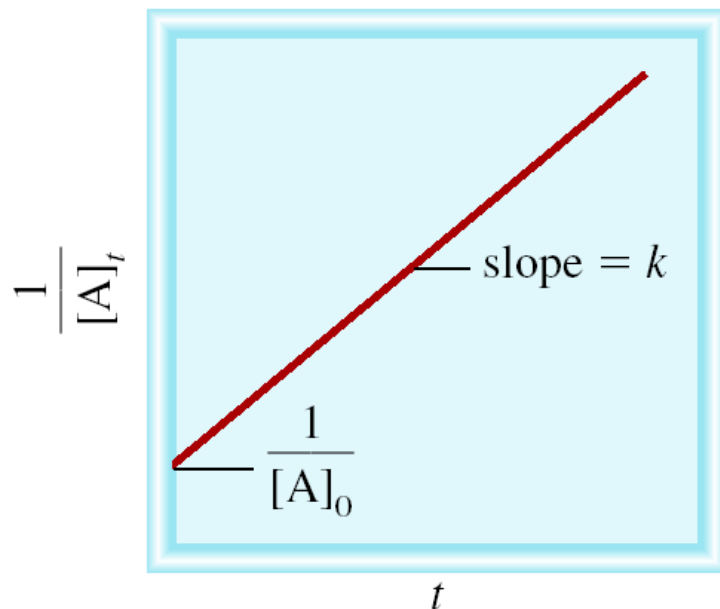
$$k = \frac{\text{laju}}{[A]^2} = \frac{M/s}{M^2} = 1/M \cdot s$$
$$-\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k [A]^2$$

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

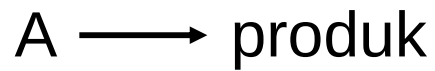
$[A]$ konsentrasi A pada waktu t
 $[A]_0$ konsentrasi A pada $t=0$

$$t_{1/2} = t \text{ ketika } [A] = [A]_0/2$$

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



Reaksi Orde Nol



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

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

$$k = \frac{\text{laju}}{[A]^0} = M/s$$

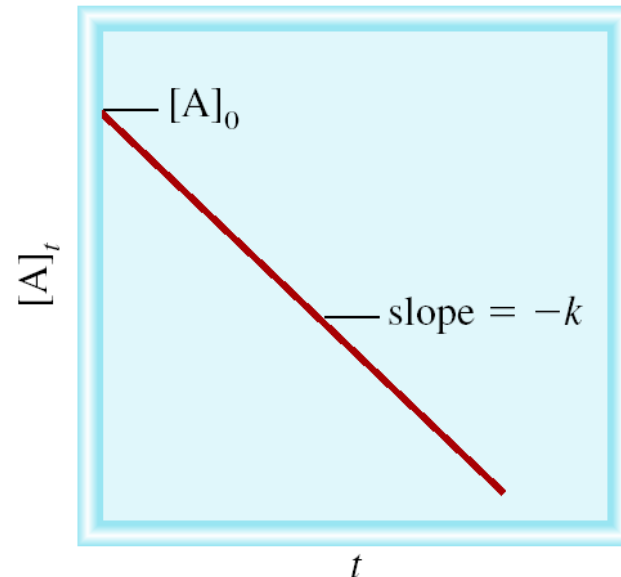
$$- \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = k$$

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

$[A]$ konsentrasi A pada waktu t
 $[A]_0$ konsentrasi A pada $t = 0$

$$t_{1/2} = t \text{ ketika } [A] = [A]_0/2$$

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



Kesimpulan Reaksi Orde Satu, Dua dan Nol

Orde	Hukum Laju	Konsentrasi	Waktu paruh
0	$\text{laju} = k$	$[A] = [A]_0 - kt$	$t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k}$
1	$\text{laju} = k [A]$	$\ln[A] = \ln[A]_0 - kt$	$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$
2	$\text{laju} = k [A]^2$	$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$	$t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$

KIMIA *dalam Aksi*

Penentuan Usia Artefak Arkeologi

Bagaimana para ilmuwan menentukan usia artifak dari sebuah penggalian arkeologi? Jika seseorang mencoba menjual manuskrip yang diduga berasal dari tahun 1000 SM, bagaimana Anda bisa yakin akan keasliannya? Apakah mumi yang ditemukan di piramida Mesir benar-benar berusia 3000 tahun? Apakah yang disebut Kain Kafan Turin benar-benar merupakan kain penguburan Yesus Kristus? Jawaban atas pertanyaan ini dan pertanyaan serupa lainnya biasanya dapat ditemukan dengan menerapkan kinetika kimia dan *teknik penanggalan radiokarbon*.

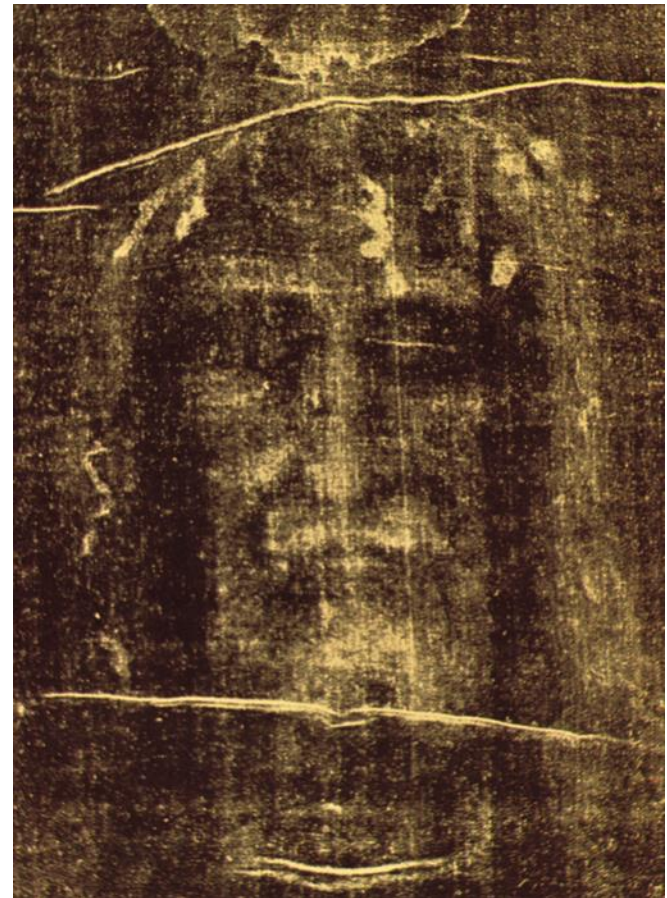
Atmosfer bumi terus-menerus dibombardir oleh sinar kosmik dengan daya tembus yang sangat tinggi. Sinar ini, yang berasal dari luar angkasa, terdiri dari elektron, neutron, dan inti atom. Salah satu reaksi penting antara atmosfer dan sinar kosmik adalah penangkapan neutron oleh nitrogen atmosfer (isotop nitrogen-14) untuk menghasilkan isotop radioaktif karbon-14 dan hidrogen. Atom karbon yang tidak stabil akhirnya membentuk $^{14}\text{CO}_2$, yang bercampur dengan karbon dioksida biasa ($^{12}\text{CO}_2$) di udara.

Saat isotop karbon-14 meluruh, ia memancarkan partikel β (elektron). Laju peluruhan (yang diukur dengan jumlah elektron yang dipancarkan per detik) mengikuti kinetika orde pertama. Merupakan kebiasaan dalam studi peluruhan radioaktif untuk menulis hukum laju sebagai:

$$\text{Laju} = kN$$

di mana k adalah konstanta laju orde pertama dan N jumlah inti ^{14}C yang ada. Waktu paruh peluruhan, $t_{1/2}$, adalah $5,73 \times 10^3$ tahun, sehingga dari Persamaan (13.6) kita tulis

$$k = \frac{0.693}{5.73 \times 10^3 \text{ yr}} = 1.21 \times 10^{-4} \text{ yr}^{-1}$$



KIMIA

dalam Aksi

Isotop karbon-14 memasuki biosfer ketika karbon dioksida diambil dalam fotosintesis tanaman. Tumbuhan dimakan oleh hewan, yang mengeluarkan karbon-14 dalam CO_2 . Akhirnya, karbon-14 berpartisipasi dalam banyak aspek siklus karbon. ^{14}C yang hilang karena peluruhan radioaktif terus-menerus diisi ulang oleh produksi isotop baru di atmosfer. Dalam proses peluruhan-pengisian kembali ini, keseimbangan dinamis ditetapkan di mana rasio ^{14}C hingga ^{12}C tetap konstan dalam materi hidup. Tetapi ketika satu tumbuhan atau hewan mati, isotop karbon-14 di dalamnya tidak lagi diisi ulang, sehingga rasionya menurun saat ^{14}C meluruh. Perubahan yang sama terjadi ketika atom karbon terperangkap dalam batu bara, minyak bumi, atau kayu yang diawetkan di bawah tanah, dan, tentu saja, di mumi Mesir. Setelah beberapa tahun, jumlah inti ^{14}C secara proporsional lebih sedikit pada mumi daripada di orang yang hidup.

Pada tahun 1955, Willard F. Libby[†] menyarankan bahwa fakta ini dapat digunakan untuk memperkirakan lamanya waktu isotop karbon-14 dalam spesimen tertentu telah meluruh tanpa pengisian kembali. Mengatur Ulang Persamaan (13.3), kita dapat menulis

$$\ln \frac{N_0}{N_t} = kt$$

di mana N_0 dan N_t adalah jumlah inti ^{14}C masing-masing pada $t = 0$ dan $t = t$. Karena laju peluruhan berbanding lurus

proporsinya dengan jumlah inti ^{14}C yang ada, persamaan sebelumnya dapat ditulis ulang sebagai:

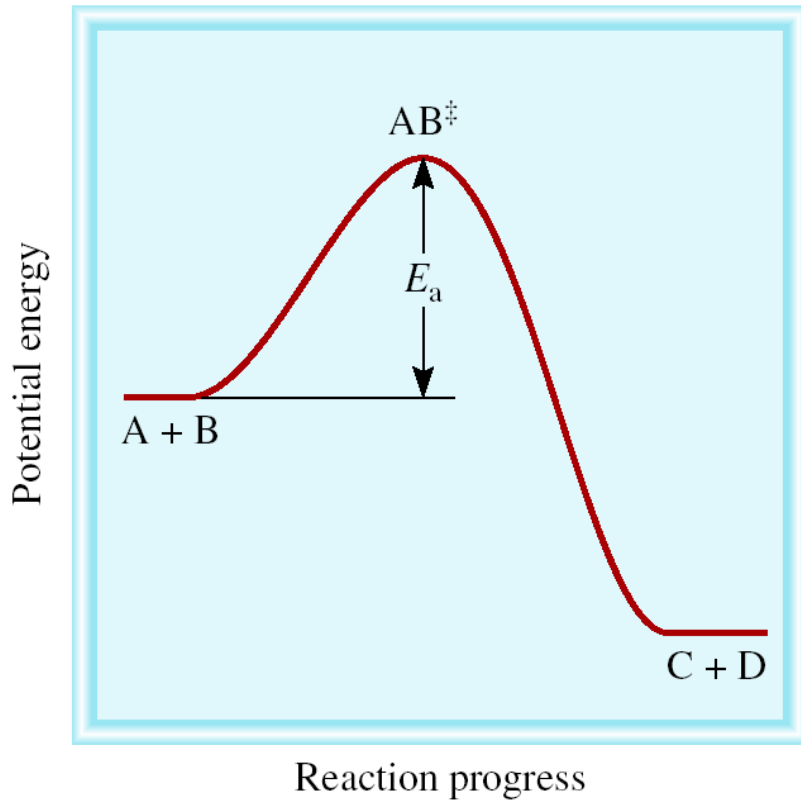
$$\begin{aligned} t &= \frac{1}{k} \ln \frac{N_0}{N_t} \\ &= \frac{1}{1.21 \times 10^{-4} \text{ yr}^{-1}} \ln \frac{\text{decay rate at } t = 0}{\text{decay rate at } t = t} \\ &= \frac{1}{1.21 \times 10^{-4} \text{ yr}^{-1}} \ln \frac{\text{decay rate of fresh sample}}{\text{decay rate of old sample}} \end{aligned}$$

Mengetahui k dan laju peluruhan untuk sampel baru dan sampel lama, kita dapat menghitung t , yaitu usia sampel lama. Teknik cerdas ini didasarkan pada ide yang sangat sederhana. Keberhasilannya tergantung pada seberapa akurat kita dapat mengukur tingkat peluruhan. Dalam sampel segar, rasio $^{14}\text{C}/^{12}\text{C}$ adalah sekitar $1/10^{12}$, sehingga peralatan yang digunakan untuk memantau peluruhan radioaktif harus sangat sensitif. Presisi lebih sulit dengan sampel yang lebih tua karena mengandung lebih sedikit inti ^{14}C . Namun demikian, penanggalan radiokarbon telah menjadi alat yang sangat berharga untuk memperkirakan usia artefak arkeologi, lukisan, dan benda-benda lain yang berasal dari 1000 hingga 50.000 tahun.

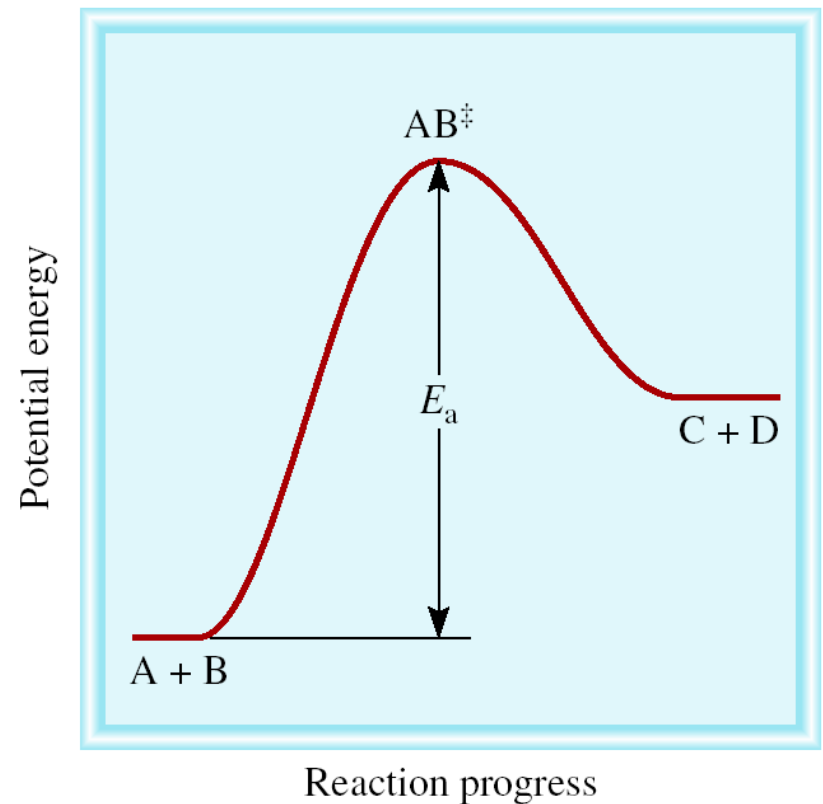
[†]Willard Frank Libby (1908–1980). ahli kimia Amerika. Libby menerima Hadiah Nobel dalam Kimia pada tahun 1960 untuk karyanya pada penanggalan radiokarbon.



Reaksi Eksoterm

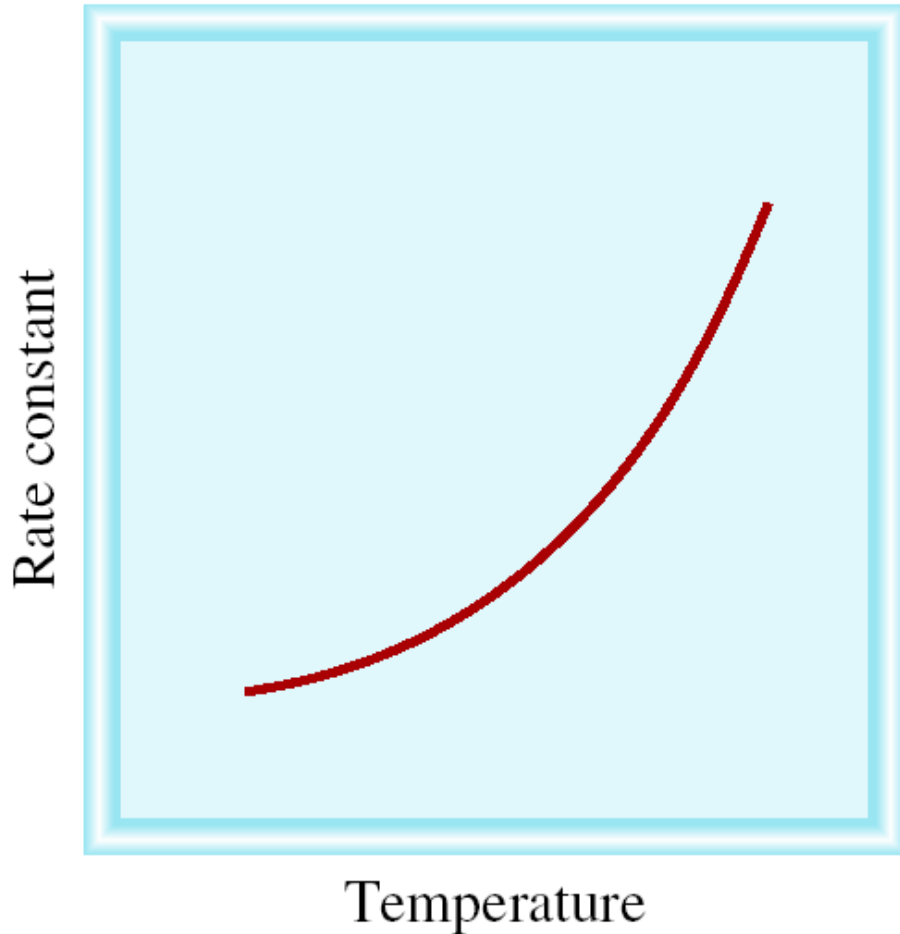


Reaksi Endoterm



Energi Aktivasi (E_a) energi minimum yang diperlukan untuk memulai reaksi.

Hubungan Suhu dengan Laju Reaksi



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

(persamaan Arrhenius)

E_a energi aktivasi (J/mol)

R konstanta gas (8,314 J/K•mol)

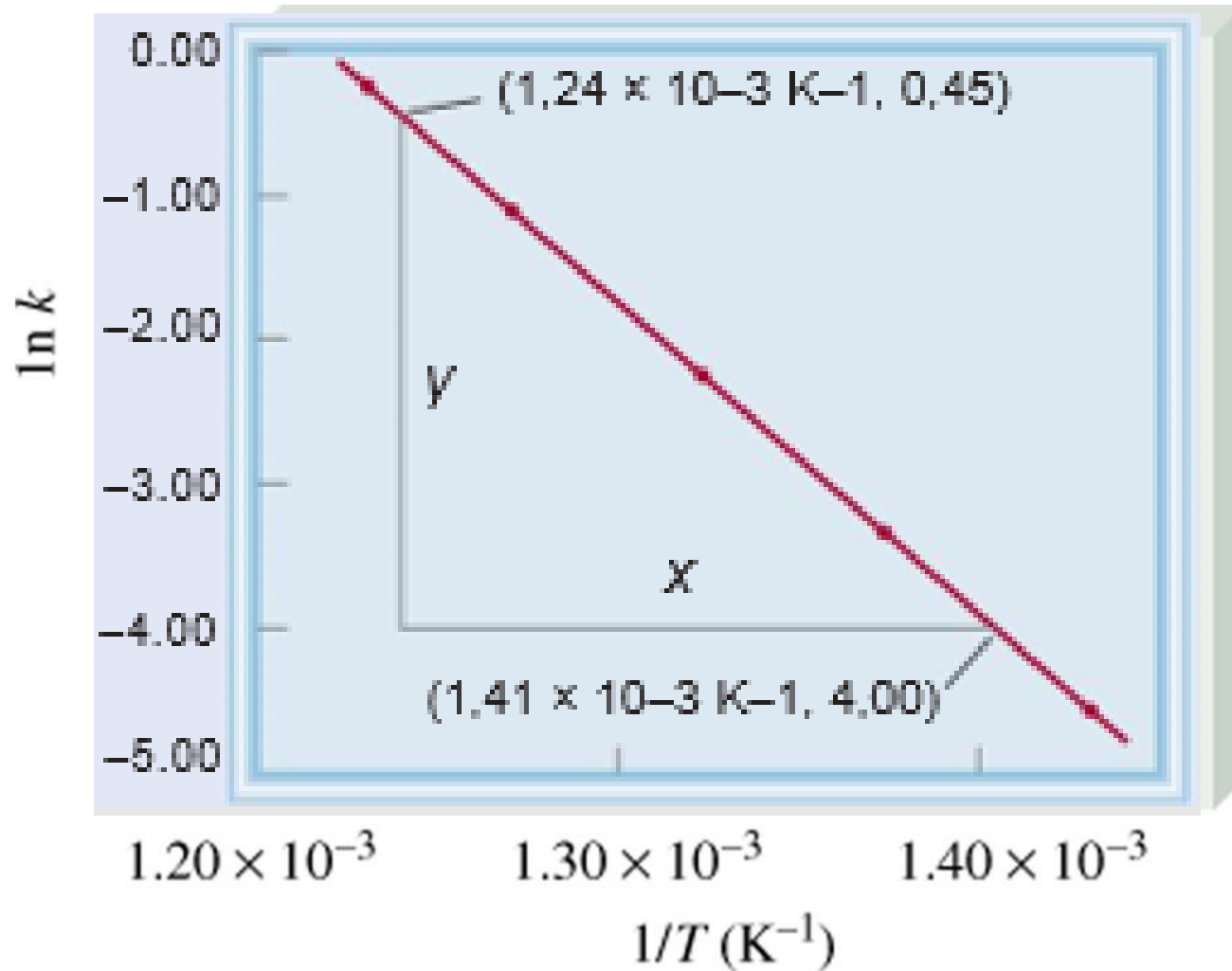
T suhu dalam Kelvin

A faktor frekuensi

Ditulis dalam bentuk lain:

$$\ln k = -\frac{E_a}{R} \frac{1}{T} + \ln A$$

$$\ln k = - \frac{E_a}{R} \frac{1}{T} + \ln A$$



Bentuk lain persamaan Arrhenius

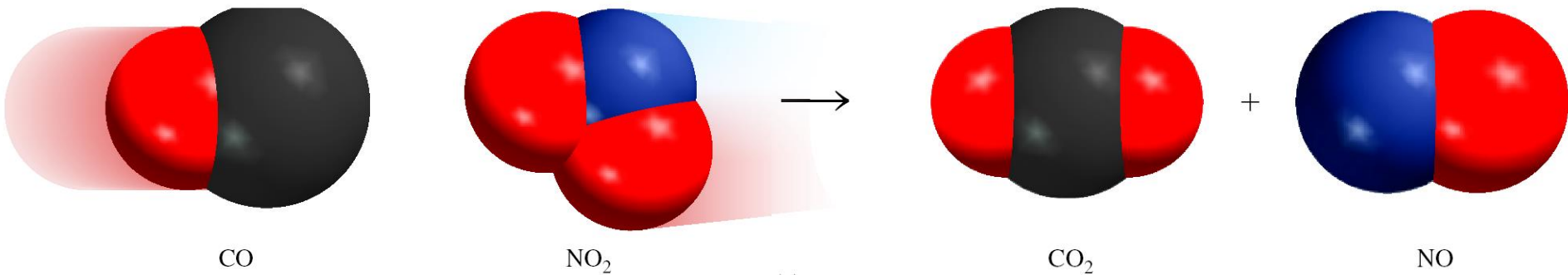
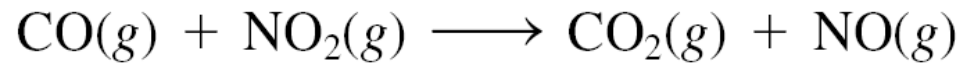
Pada dua suhu, T_1 and T_2

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

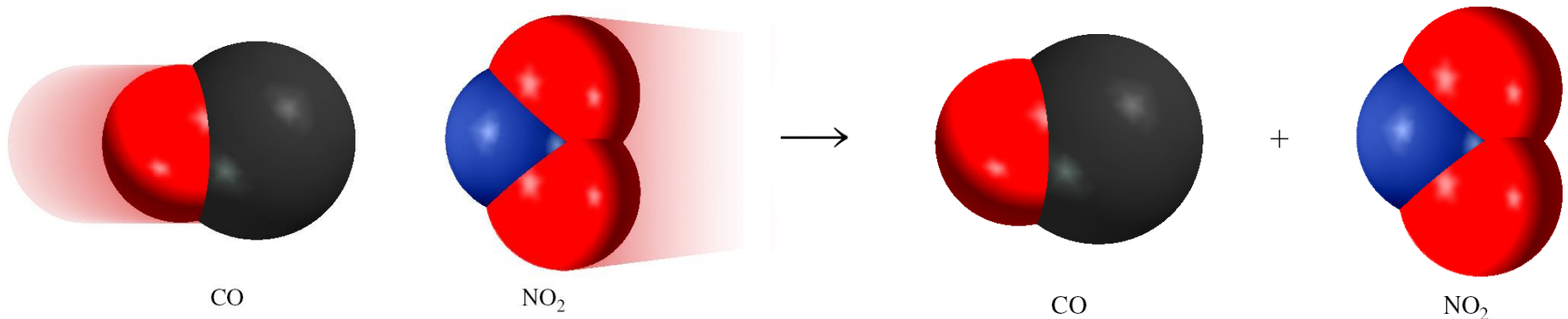
or

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

Pengaruh Orientasi Molekul



Kolisi efektif

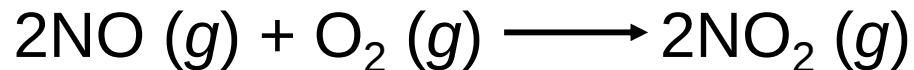


Kolisi tidak efektif

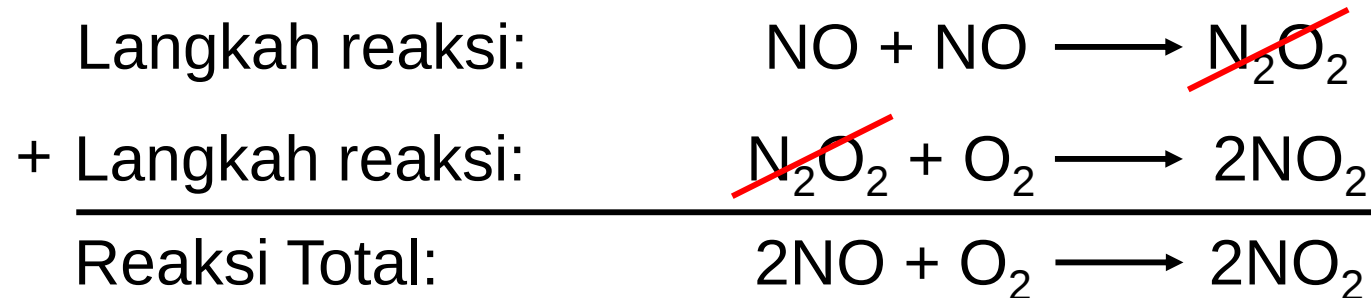
Mekanisme Reaksi

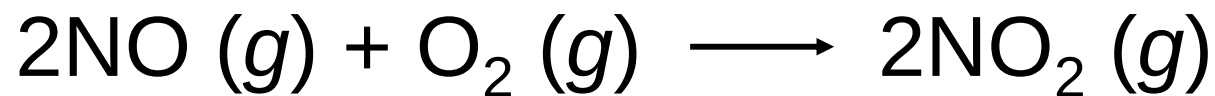
Secara keseluruhan reaksi kimia dapat digambarkan pada tingkat molekul dengan rangkaian reaksi elementer.

Urutan langkah elementer yang mengarah pada pembentukan produk disebut mekanisme reaksi.

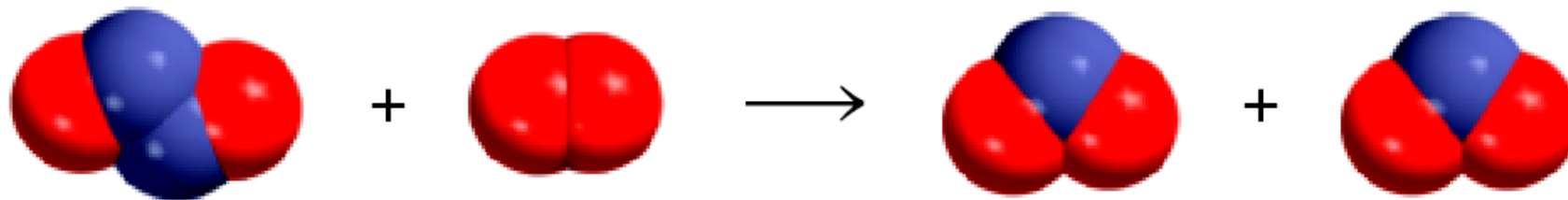
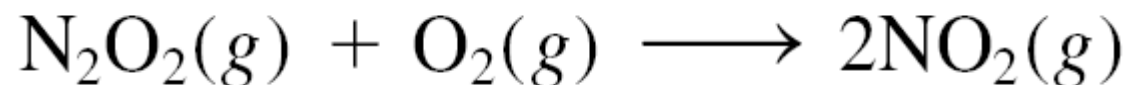
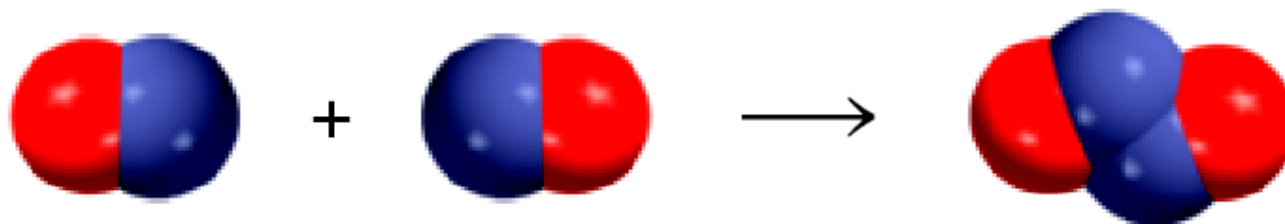
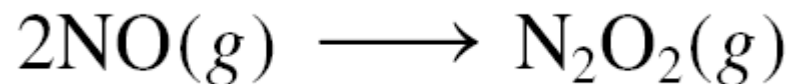


N_2O_2 ditemukan pada saat reaksi:



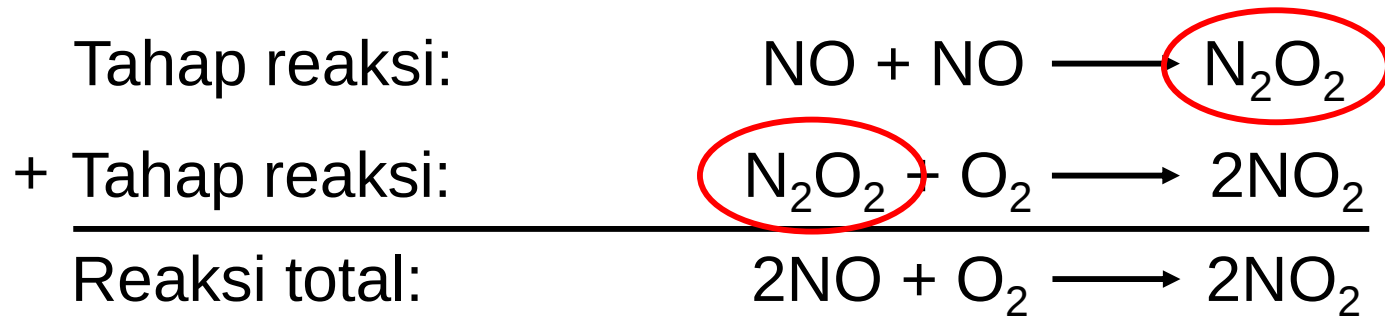


Mekanisme:



Intermediet (produk antara) adalah zat yang muncul pada mekanisme reaksi tapi tidak ada pada reaksi total.

Zat intermediet terbentuk di awal reaksi tapi digunakan pada tahap reaksi berikutnya.



Molekularitas suatu reaksi adalah jumlah molekul yang bereaksi dalam suatu tahap reaksi.

- **Reaksi Unimolekular** – Tahap reaksi 1 molekul
- **Reaksi Bimolekular** – Tahap reaksi 2 molekul
- **Reaksi Termolekular** – Tahap reaksi 3 molekul

Hukum Laju dan Tahap Reaksi

Reaksi Unimolekular $A \longrightarrow \text{produk}$ laju = $k [A]$

Reaksi Bimolekular $A + B \longrightarrow \text{produk}$ laju = $k [A][B]$

Reaksi Bimolekular $A + A \longrightarrow \text{produk}$ laju = $k [A]^2$

Penulisan Mekanisme Reaksi:

- Jumlah tahap reaksi menghasilkan reaksi total yang setimbang.
- Langkah penentuan laju harus memprediksi hukum laju yang sama dengan yang ditentukan secara eksperimental.

Laju reaksi ditentukan oleh reaksi yang paling lambat dari tahapan reaksi.

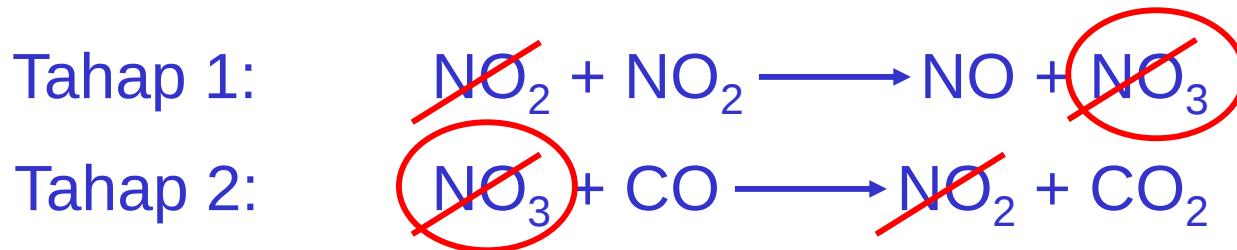
Urutan Langkah Mempelajari Mekanisme Reaksi

Measuring
the rate of
a reaction

Formulating
the rate law

Postulating
a reasonable
reaction
mechanism

Persamaan laju reaksi NO_2 dan CO menghasilkan NO dan CO_2 adalah $= k[\text{NO}_2]^2$. Reaksi terjadi dua tahap:



Tuliskan reaksi total?



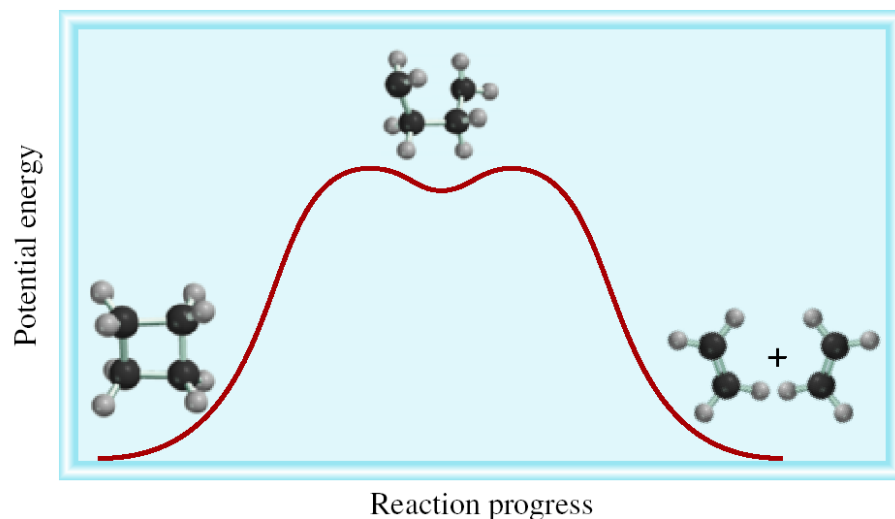
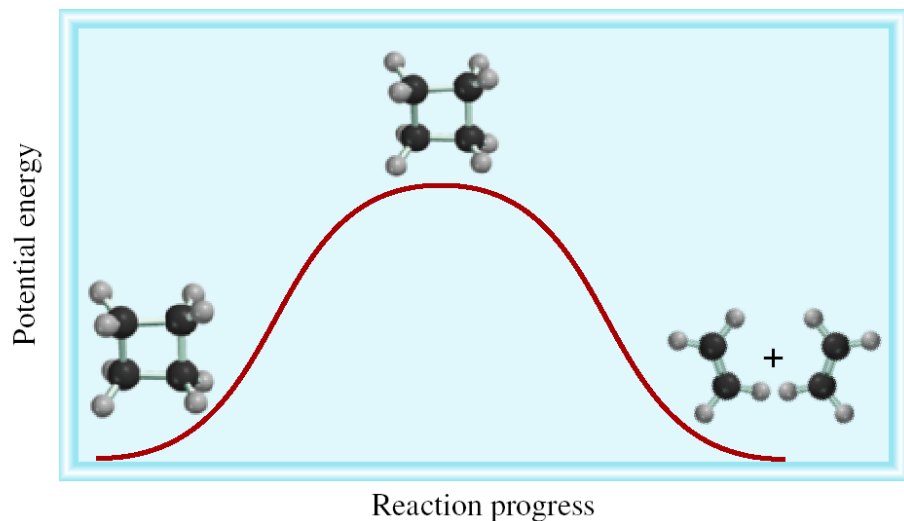
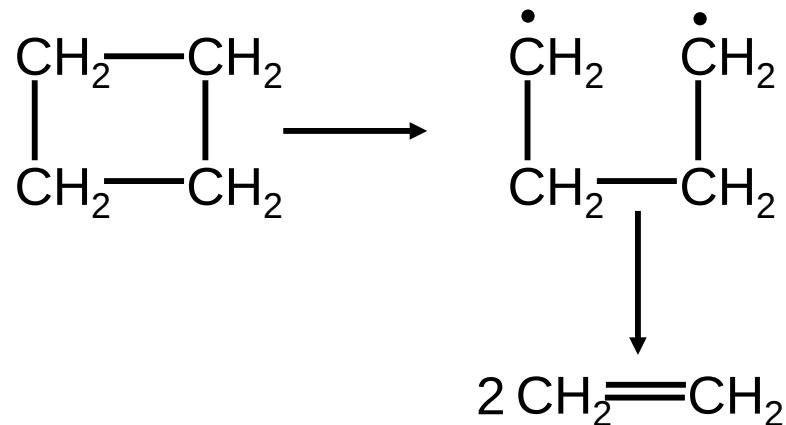
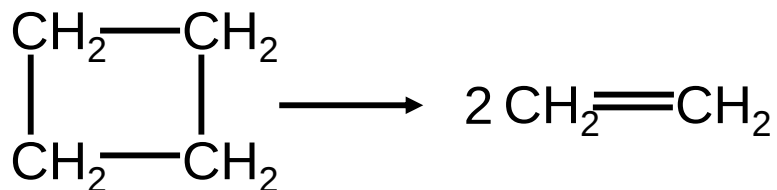
Apa intermediat pada reaksi tersebut?



Bagaimana laju reaksi pada tahap 1 and 2?

laju $= k[\text{NO}_2]^2$ hukum kecepatan pada tahap 1, sehingga tahap 1 harus lebih lambat dari tahap 2

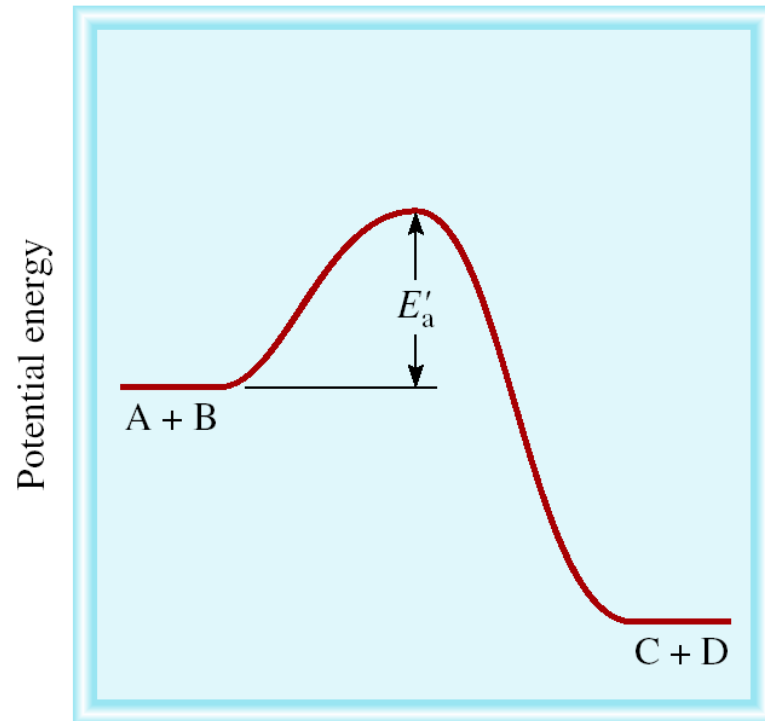
Kimia “in Action”: *Femtochemistry*



Katalis adalah zat yang meningkatkan kecepatan reaksi tanpa ikut bereaksi.

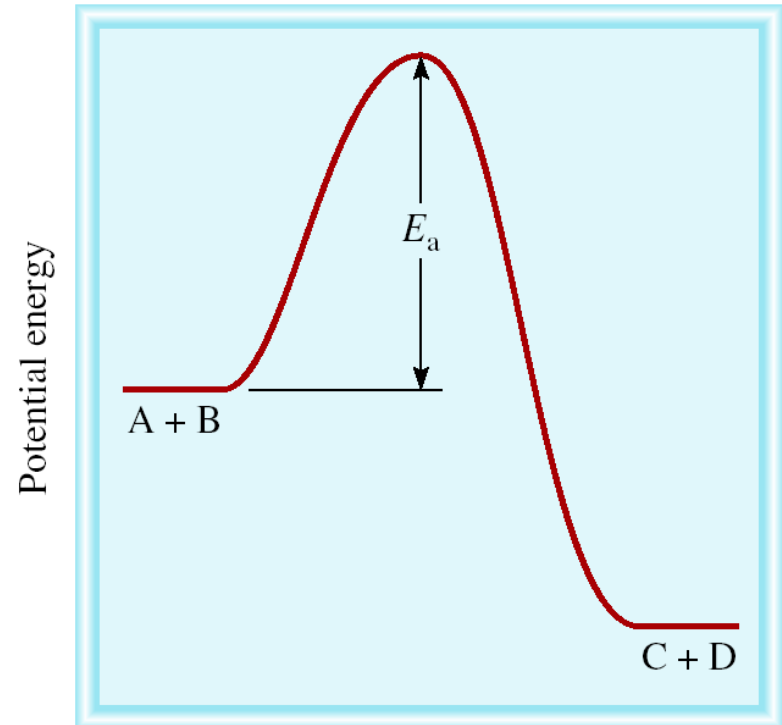
$$k = A \cdot e^{(-E_a / RT)}$$

dengan katalis $E_a \downarrow$ $k \uparrow$



Reaction progress

tanpa katalis



Reaction progress

$$\text{laju}_{\text{catalyzed}} > \text{laju}_{\text{uncatalyzed}}$$

$$E'_a < E_a$$

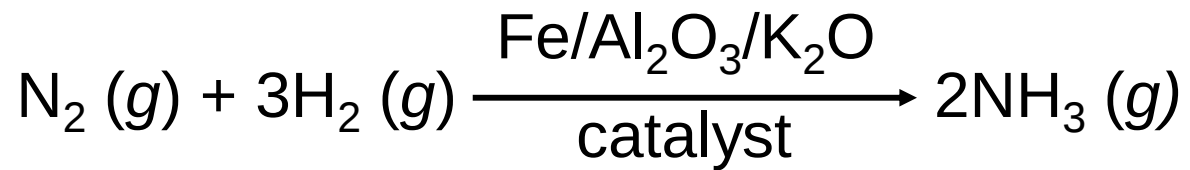
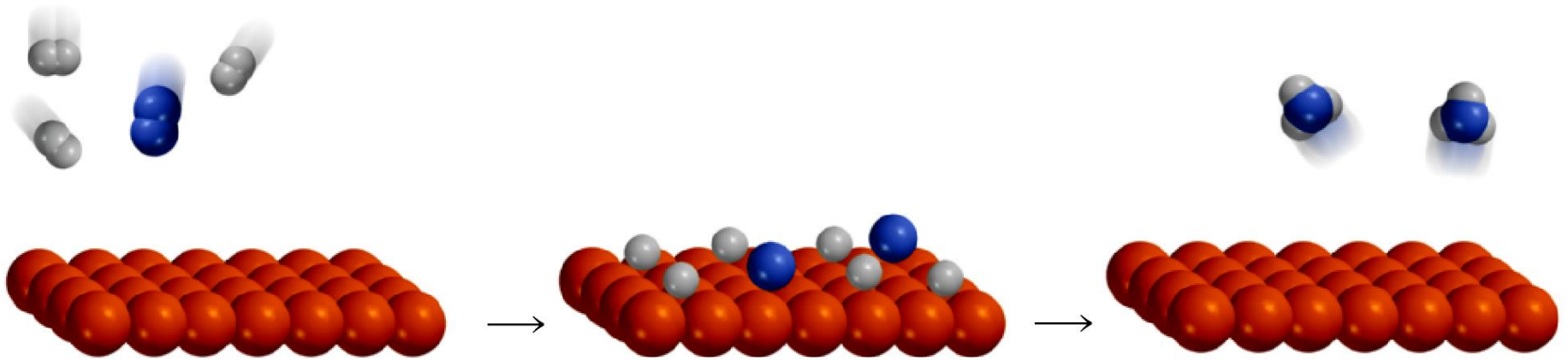
Katalisis heterogen, reaktan dan katalis memiliki fase yang berbeda.

- Sintesis Haber pada produksi amonia
- Proses Ostwald dalam produksi asam nitrat.
- Konverter katalitik

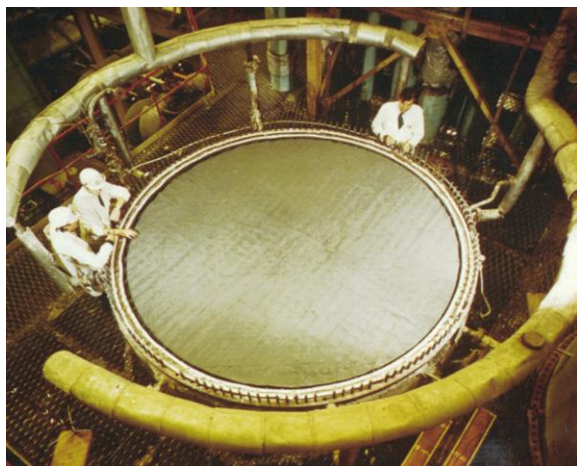
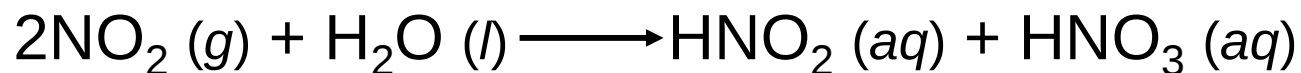
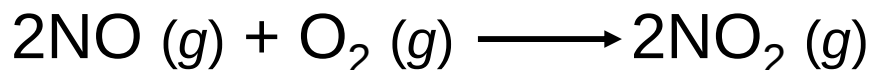
Katalis homogen, reaktan dan katalis memiliki fase yang sama, biasanya cairan.

- Katalisis asam
- Katalisis basa

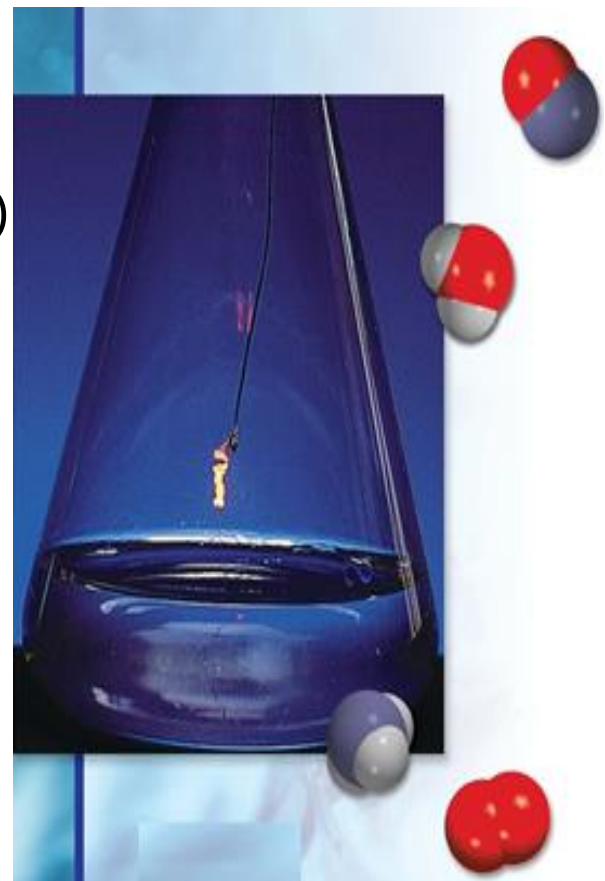
Proses Haber



Proses Ostwald

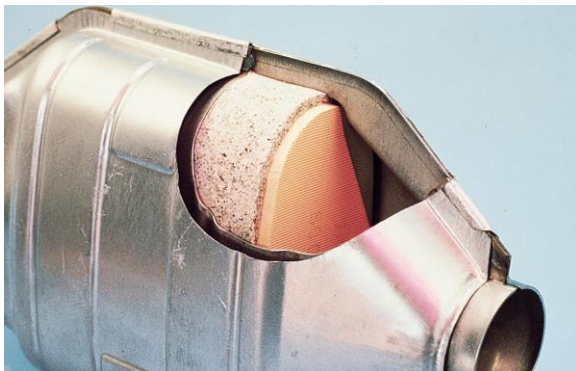
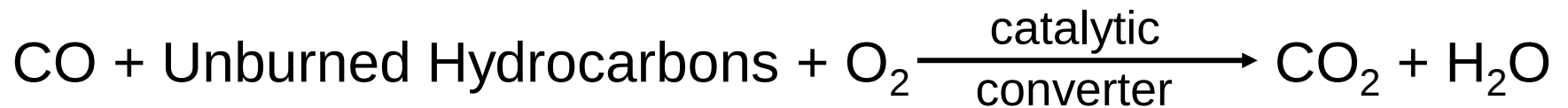
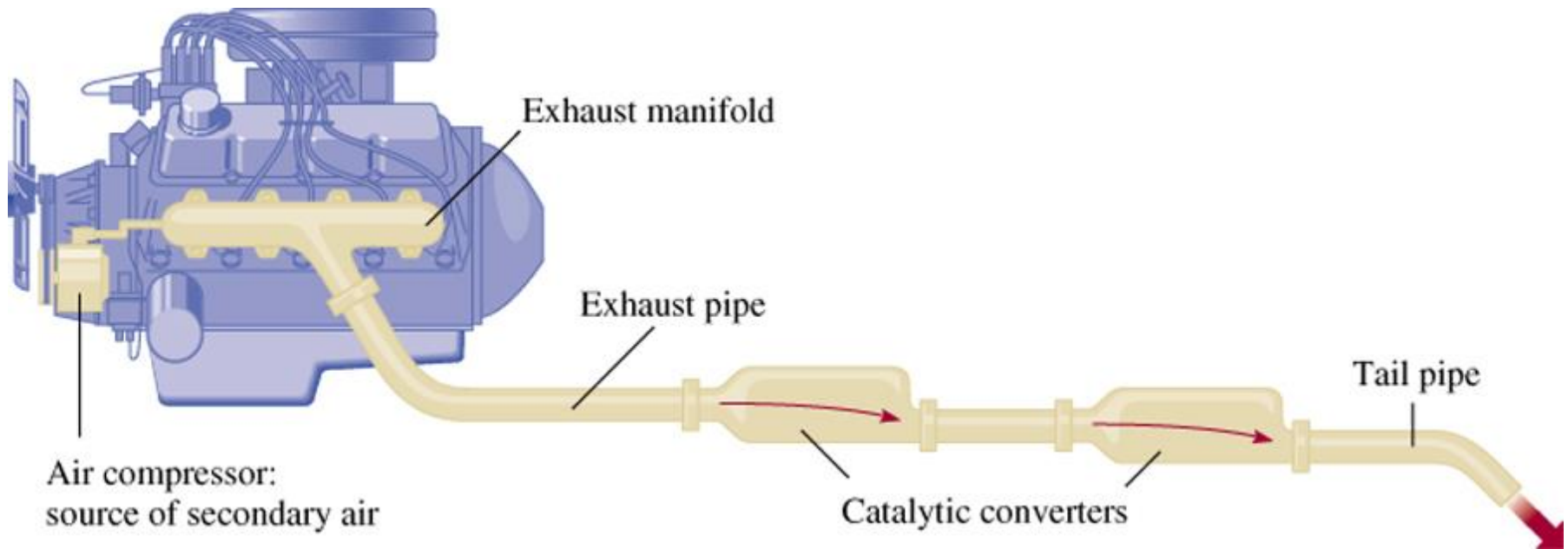


Pt-Rh catalysts used
in Ostwald process

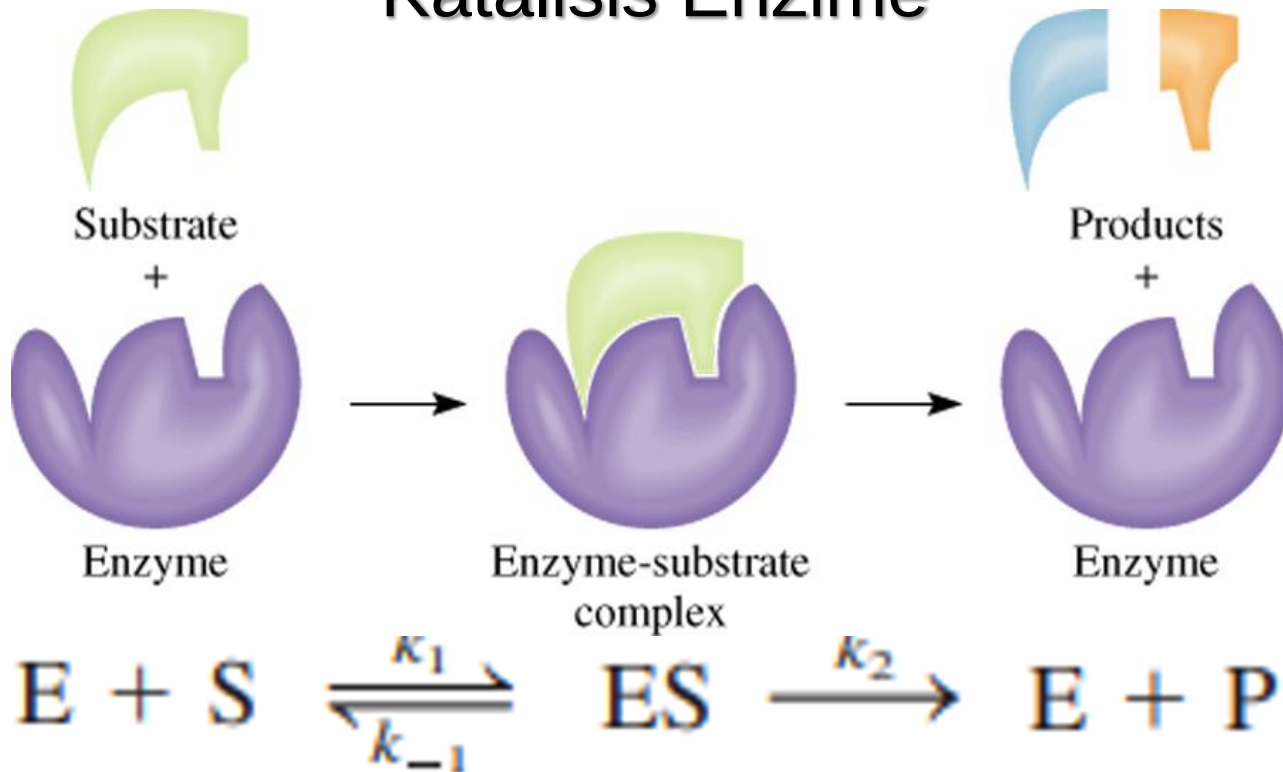


Hot Pt wire
over NH_3 solution

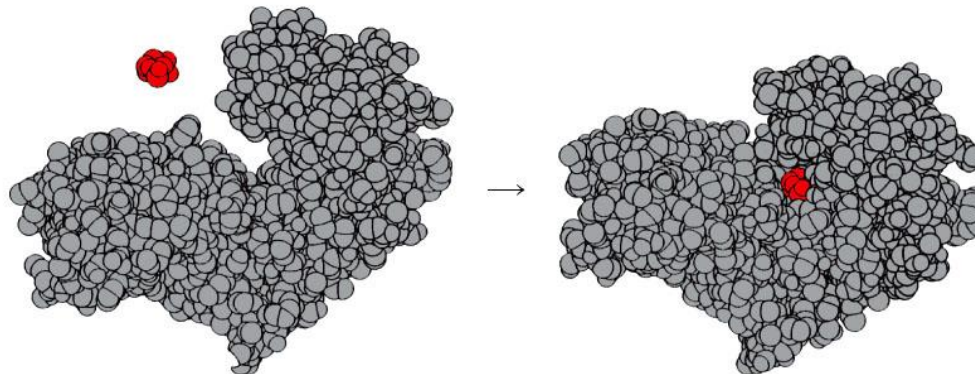
Konverter Katalitik



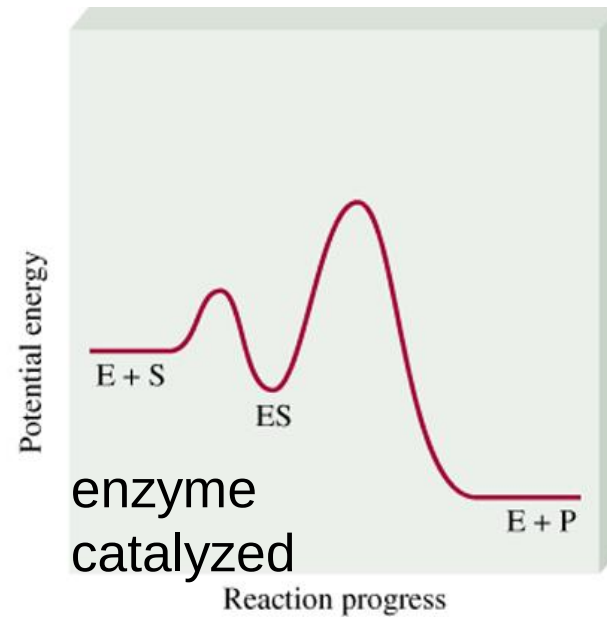
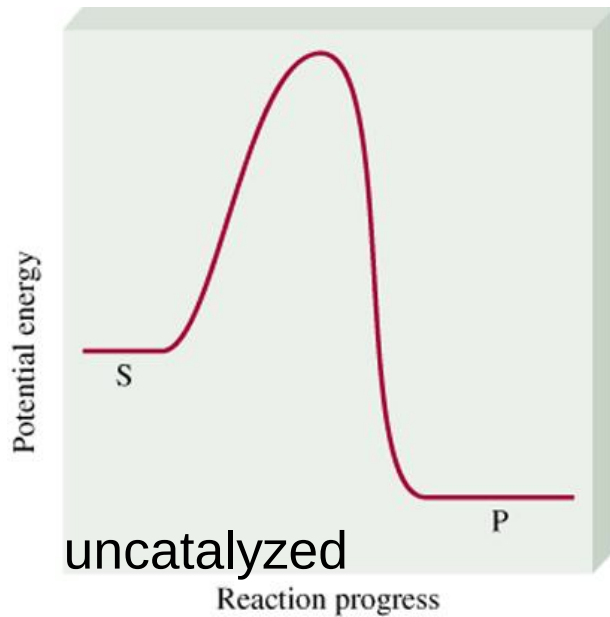
Katalisis Enzyme



Ikatan **Glukosa** ke Heksokinase



Kinetika Enzim



$$\text{Laju} = \frac{\Delta[P]}{\Delta t}$$

$$\text{Laju} = k [ES]$$

