

**Pertemuan-10**

**KINETIKA KIMIA**

## Kerangka Bab Kinetika Kimia

- ➔ 1. Pengertian laju reaksi
- ➔ 2. Teori tumbukan
- ➔ 3. Energi pengaktifan
- ➔ 4. Faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi
- ➔ 5. Katalis
- ➔ 6. Hukum laju reaksi
- ➔ 7. Mekanisme reaksi

# Kinetika Kimia

- **Termodinamika** → apakah suatu reaksi dapat berlangsung ??
- **Kinetika** → seberapa cepat suatu reaksi dapat berlangsung ??

# **KINETIKA KIMIA**

Merupakan cabang ilmu kimia yang mempelajari kecepatan (Laju reaksi) dan mekanisme reaksi kimia

## **Laju Reaksi**

Laju berkurangnya konsentrasi suatu pereaksi atau laju bertambahnya konsentrasi produk persatuan waktu

## **Mekanisme Reaksi**

Urutan atau rangkaian langkah-langkah reaksi menuju tersusunnya reaksi total (reaksi “*over all*”)

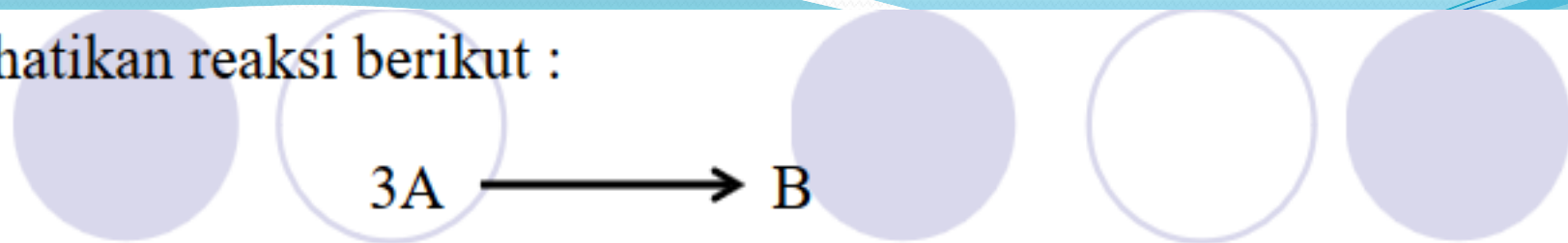
# KONSEP LAJU REAKSI

- ➔ Laju reaksi kimia adalah perubahan konsentrasi pereaksi atau produk dalam suatu satuan waktu.
- ➔ Laju reaksi dapat dinyatakan sebagai laju berkurangnya konsentrasi suatu pereaksi atau laju bertambahnya konsentrasi suatu produk persatuan waktu.



$$\text{Laju reaksi} = -\frac{d[A]}{dt} = \frac{d[B]}{dt}$$

Perhatikan reaksi berikut :



Persamaan di atas dapat diartikan tiga mol A berkurang untuk setiap mol B yang terbentuk.

Atau laju berkurangnya A adalah tiga kali lebih cepat dibandingkan terbentuknya B. Sehingga laju reaksi tersebut :

$$\text{Laju reaksi} = -\frac{1}{3} \frac{d[A]}{dt} = \frac{d[B]}{dt}$$

Secara umum, untuk reaksi :  $aA + bB \longrightarrow cC + dD$

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

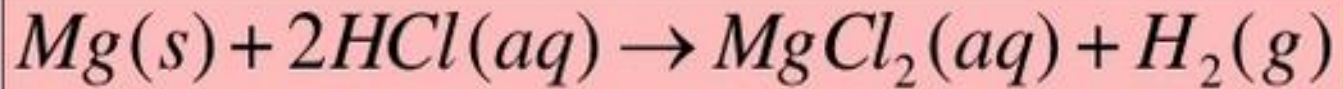
# HUKUM LAJU REAKSI



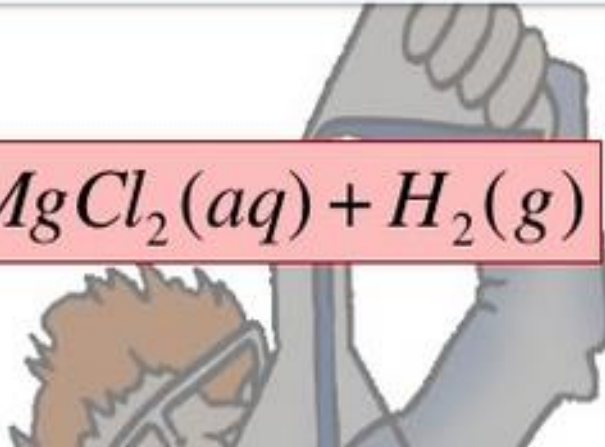
- $\text{Laju} = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt}$
- [ ] → dinyatakan dalam Molar = mol/L  
→ untuk fase gas (satuan tekanan atmosfer, milimeter merkuri, pascal)
- Satuan waktu : detik, menit, jam, th, tergantung apakah reaksi itu cepat atau lambat.

# Penentuan Laju Reaksi

Laju reaksi ditentukan melalui percobaan, yaitu dengan mengukur banyaknya pereaksi yang dihabiskan atau banyaknya produk yang dihasilkan pada selang waktu tertentu.



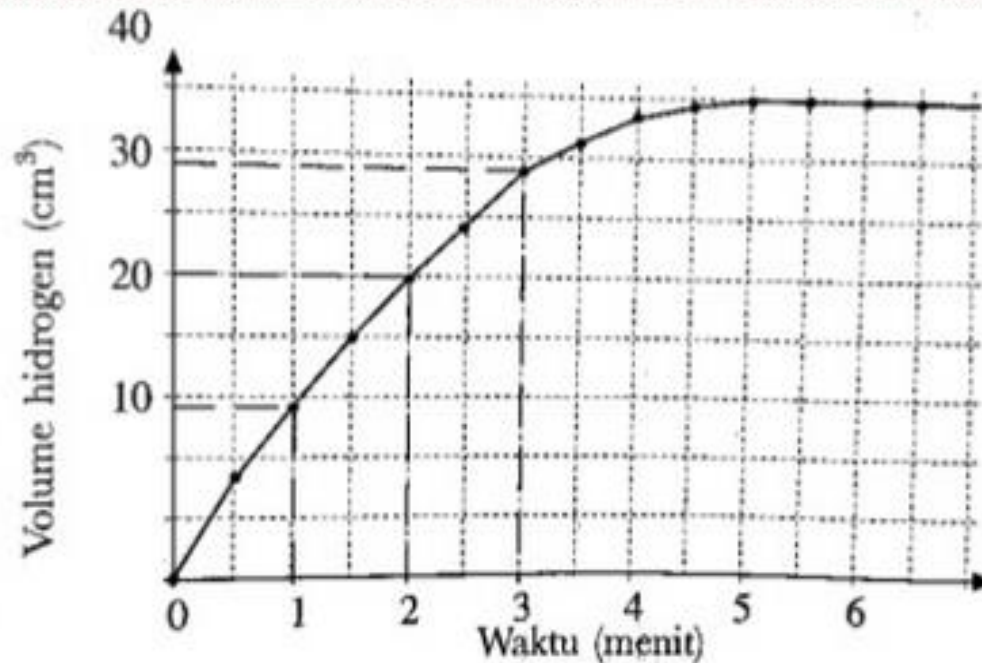
**Contoh**






NEXT

Waktu (menit)	Volume H <sub>2</sub> (cm <sup>3</sup> )
0	0
1	14
2	25
3	33
4	38
5	40
6	40
7	40



 **Gambar 3.4** Grafik volume gas hidrogen hasil reaksi terhadap waktu.

# ● Faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi

## 1. Sifat reaktan

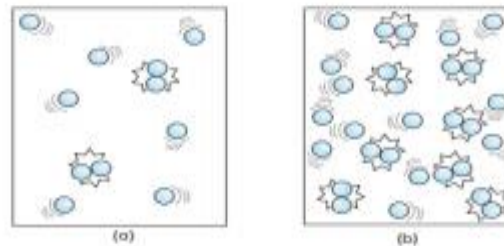
- $\text{H}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HF}(\text{g})$  (sangat cepat pada temperatur kamar)
- $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$  (sangat lambat pada temperatur kamar)
- Bensin cair terbakar perlahan, tetapi bensin gas terbakar eksplosif
- Dua larutan yg tidak bercampur (*immiscible*) bereaksi lambat pada *interface*, ttp ketika dikocok reaksi bertambah cepat

## 2. Ukuran Partikel Reaktan

- Semakin halus zat yang bereaksi, semakin luas permukaannya sehingga kemungkinan terjadi tumbukan antar molekul lebih banyak

### 3. Temperatur /suhu

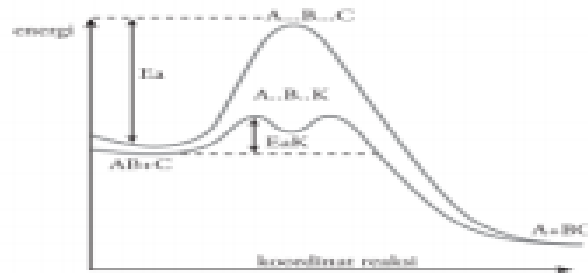
- Energi kinetik minimum molekul harus sama atau lebih besar dari **Energi aktivasi ( $E_a$ )**
- Reaktan harus bertumbukan pada **sisi aktifnya**.
- Semakin tinggi suhu, energi kinetiknya ( $E_k$ ) semakin besar, sehingga gerakan molekul semakin cepat & semakin sering terjadi tumbukan & laju reaksi semakin cepat



Gambar 2.5 a. tumbukan antarpartikel pada suhu rendah b. tumbukan antarpartikel pada suhu tinggi

## 4. Katalisator

- Katalis yang mempercepat laju reaksi disebut “*katalis*”
- Katalis yang memperlambat laju reaksi disebut “*Inhibitor*”
- Pemakaian katalis dapat menurunkan Energi Aktifasi ( $E_a$ ) sehingga dapat mempercepat reaksi

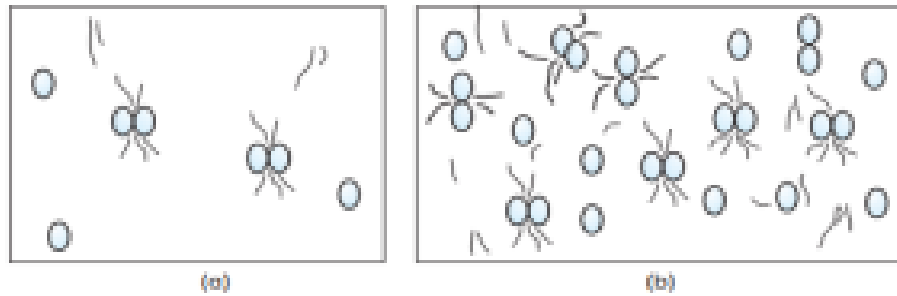


Gambar 2.8 Diagram energi potensial reaksi tanpa katalis dan dengan katalis. Energi aktivasi reaksi dengan katalis ( $E_aK$ ) lebih kecil dari reaksi tanpa katalis.

## 5. Konsentrasi reaktan

- Semakin tinggi konsentrasi, maka jumlah molekul lebih

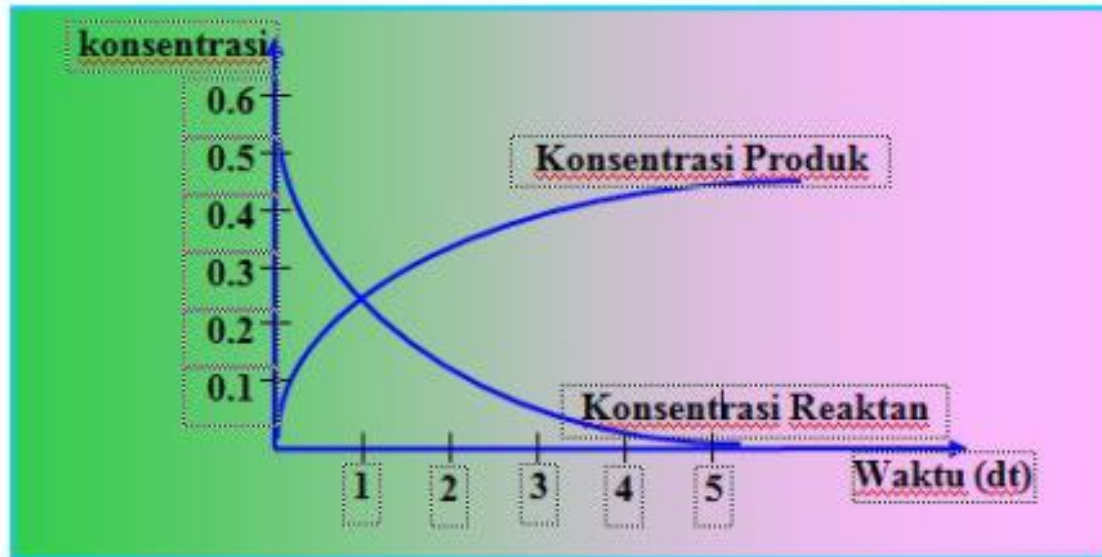
banyak sehingga semakin banyak kemungkinan terjadi tumbukan antar molekul zat.



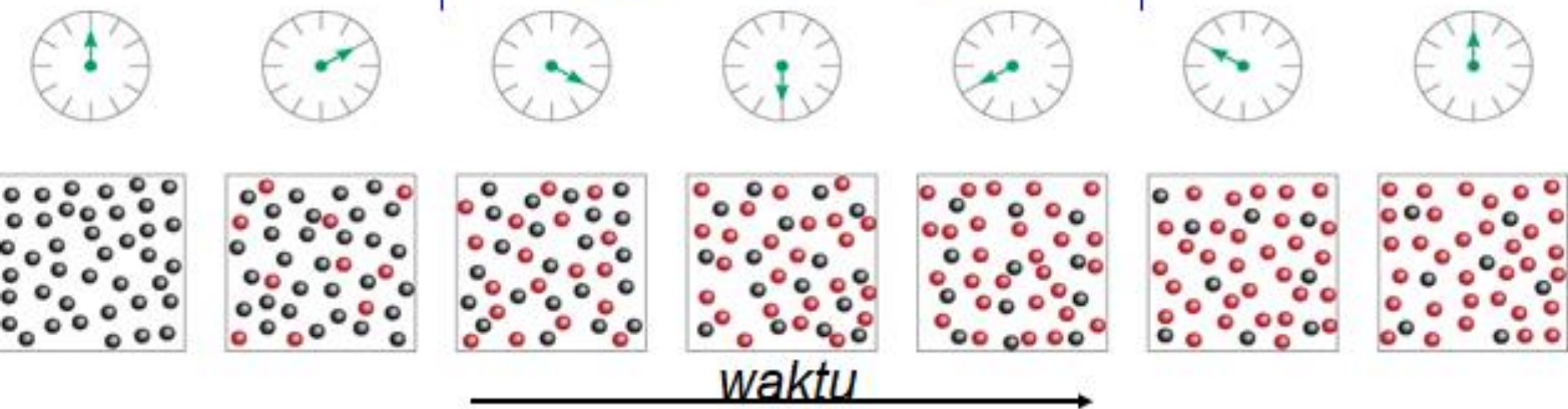
Gambar 2.4 a. Tumbukan yang terjadi pada konsentrasi kecil b. tumbukan yang terjadi pada konsentrasi besar

## Pengaruh konsentrasi thd Laju Reaksi

Perhatikan grafik berikut ini:

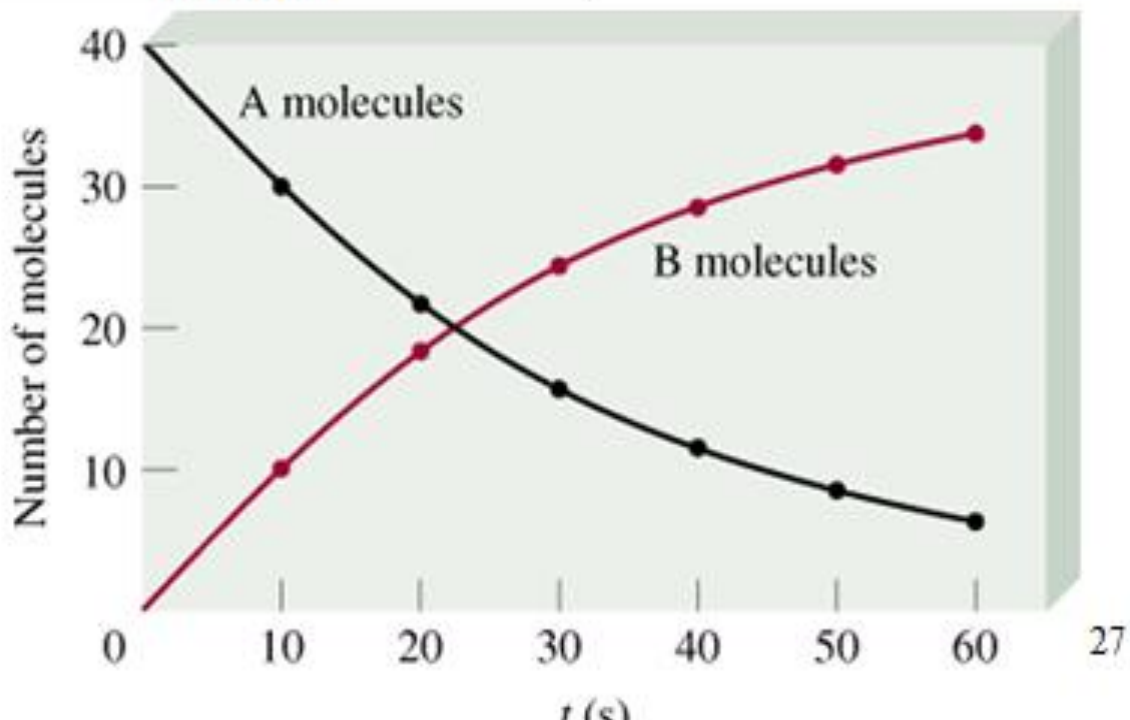






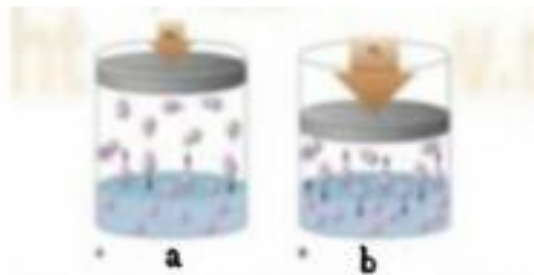
$$\text{laju} = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

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



## 6. Tekanan reaktan berupa gas

- Jika tekanan gas diperbesar, maka volume gas akan mengecil, sehingga letak partikel makin berdekatan & makin mudah bertumbukan, sehingga makin cepat reaksi berlangsung.



Gambar 2.6 a. Tekanan gas kecil b. Tekanan gas besar



# Laju Reaksi Berdasarkan Teori Tumbukan

## Teori Tumbukan

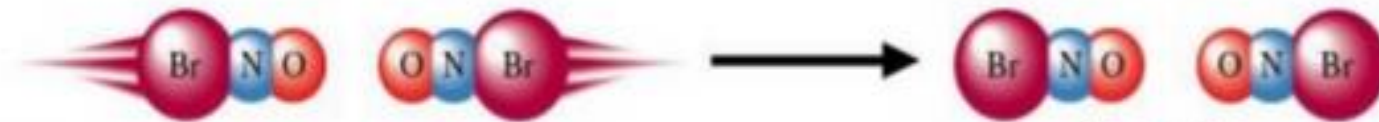
- Agar suatu reaksi dapat berlangsung, maka antar molekul yang bereaksi harus saling bertumbukan.
- Tumbukan yang terjadi antar molekul harus memenuhi syarat berikut:
  - Orientasi arah yang tepat antar atom dan atau molekul yang saling bereaksi
  - Energi yang dihasilkan melalui tumbukan tersebut dapat melampaui energi aktivasi



(a)

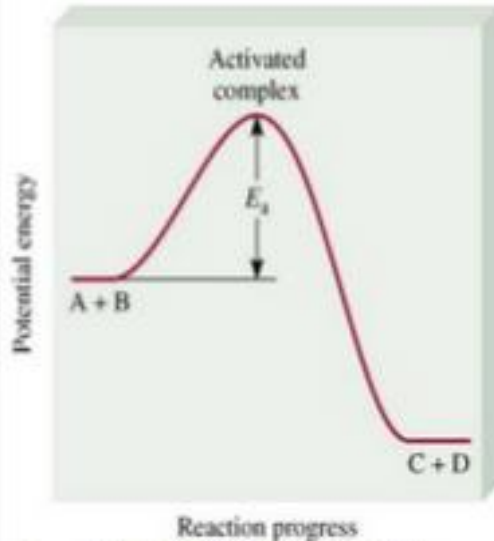


(b)

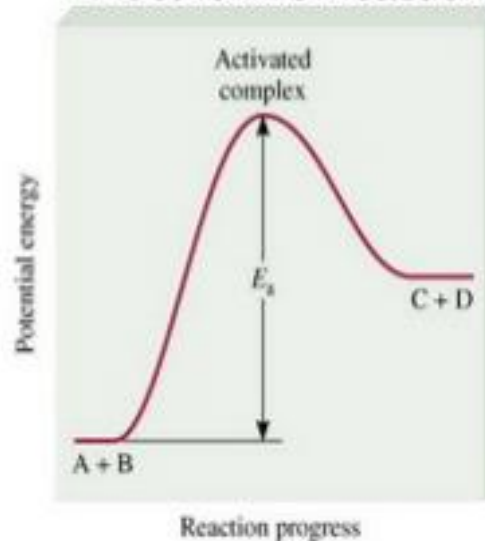


(c)

No reaction



Endothermic Reaction

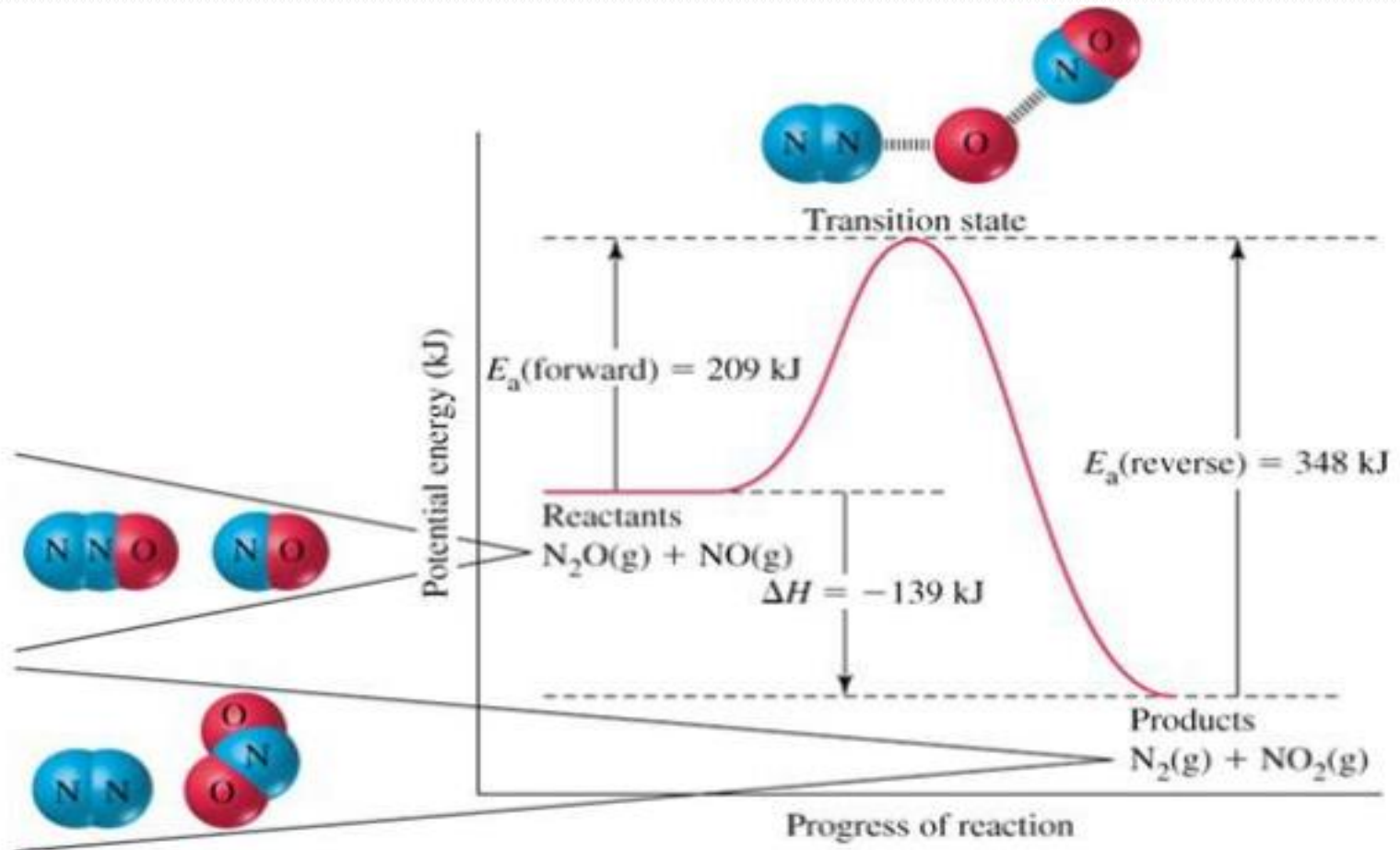


Energi aktivasi ( $E_a$ ) adalah jumlah energi minimal yang diperlukan untuk menginisiasi berlangsungnya suatu reaksi kimia

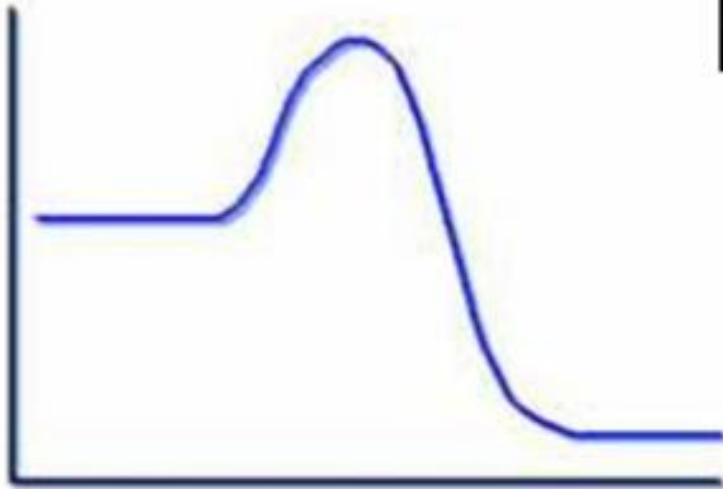
- Energi aktivasi :
  - Diperlukan untuk memutuskan ikatan antar atom dalam reaktan
  - Diperlukan untuk mengatur molekul hingga berada dalam orientasi arah yang tepat
  - Diperlukan oleh sistem reaksi untuk mencapai keadaan transisi atau kompleks teraktivasi

- Untuk memulai suatu reaksi kimia, tumbukan antarmolekul harus memiliki total energi kinetik minimum  $\geq$  **energi aktivasi** ( $E_a$ )
- **Energi aktivasi** ( $E_a$ ) *jumlah energi minimum yang diperlukan untuk memulai suatu reaksi kimia.*
- Saat molekul bertumbukan, terbentuk spesi **kompleks teraktifkan (keadaan transisi)**, yaitu *spesi yang terbentuk sementara sebagai hasil tumbukan antarmolekul sebelum pembentukan produk.*

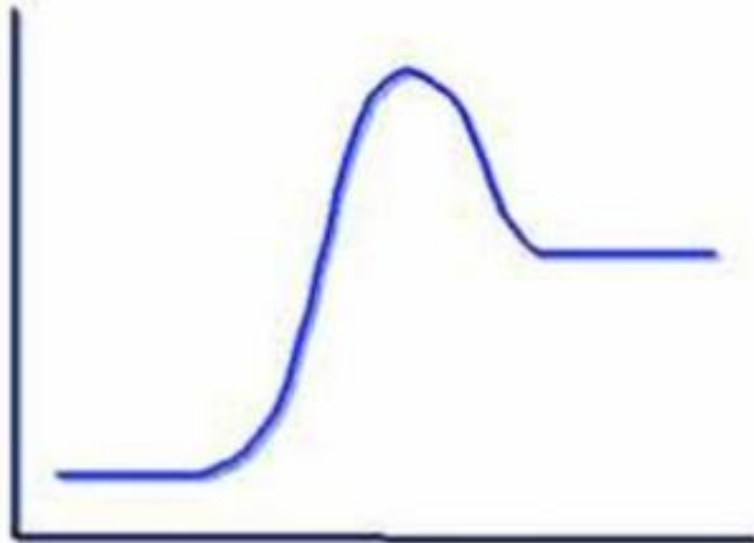
# Teori keadaan transisi



# Contoh Profil Reaksi



**Exothermic reaction**

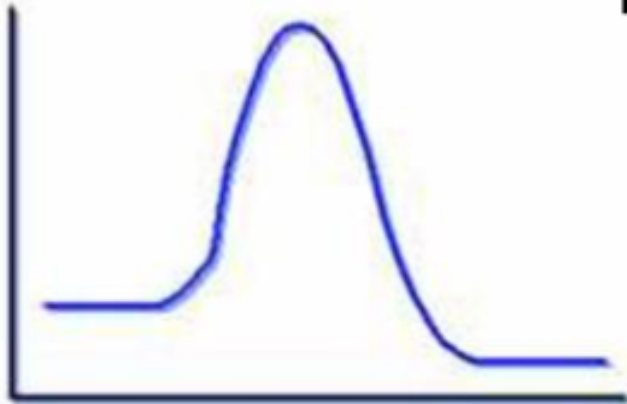


**Endothermic reaction**

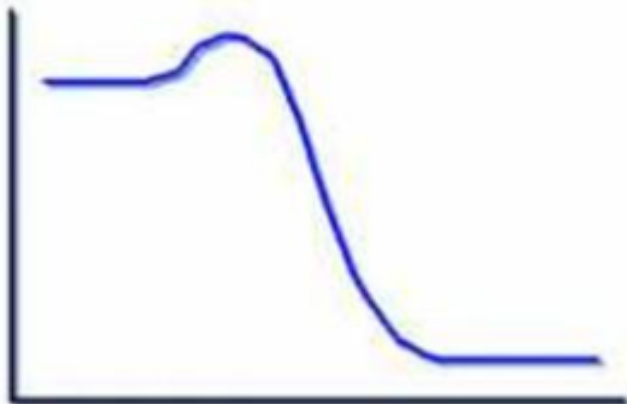




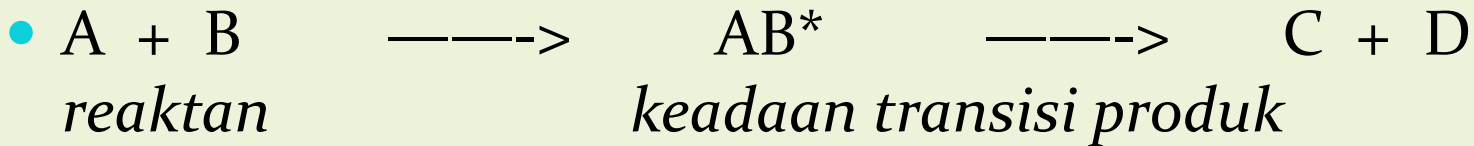
## Contoh Profil Reaksi



Energi aktivasi tinggi,  
panas reaksi rendah



Energi aktivasi rendah,  
panas reaksi tinggi



- Konstanta laju reaksi (k) bergantung pada temperatur (T) reaksi dan besarnya energi aktivasi ( $E_a$ ). Hubungan k, T, dan  $E_a$  dapat dinyatakan dalam persamaan **Arrhenius** sebagai berikut :

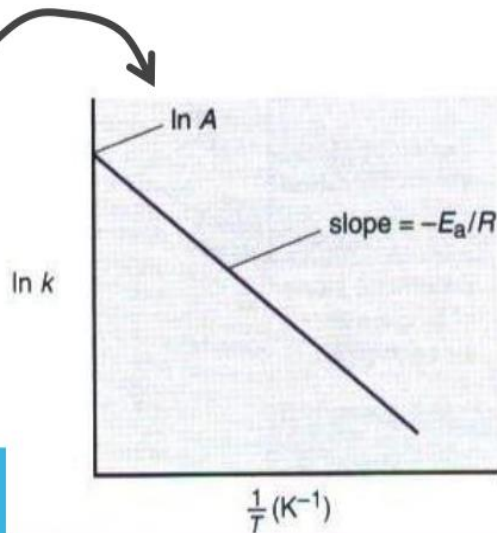
$$k = Ae^{-E_a/RT}$$

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

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

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

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



$k$  = konstanta laju reaksi

$E_a$  = energi aktivasi (kJ/mol)

$T$  = temperatur mutlak (K)

$R$  = konstanta gas ideal (8,314 J/mol.K)

$e$  = bilangan pokok logaritma natural (ln)

$A$  = konstanta frekuensi tumbukan (faktor frekuensi)

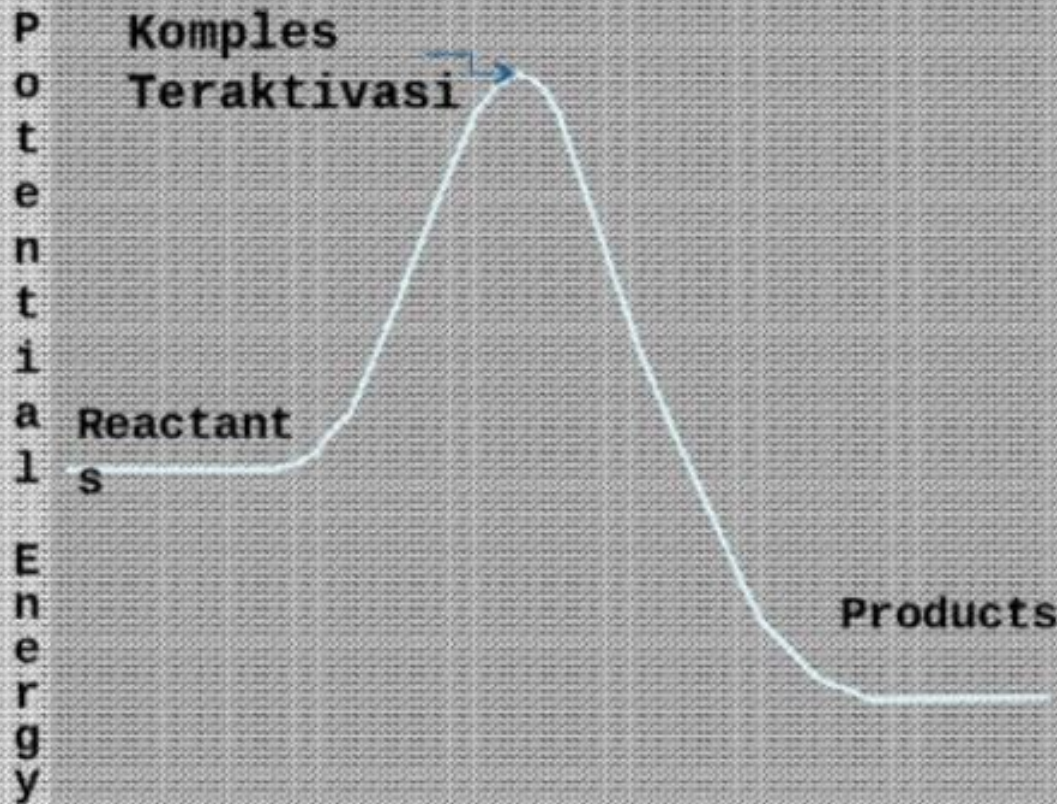


# Energi Aktivasi

Beberapa point tentang  $E_a$ :

- ❑  $E_a$  selalu positif
- ❑ Semakin besar nilai  $E_a$ , semakin lambat suatu reaksi
- ❑ Semakin besar nilai  $E_a$ , semakin tajam slope ( $\ln k$ ) vs.  $(1/T)$
- ❑ Nilai  $E_a$  tidak berubah dengan suhu

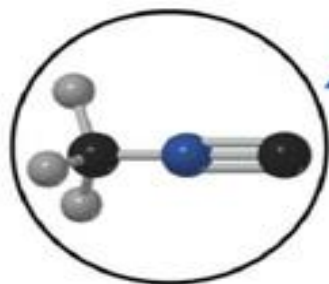
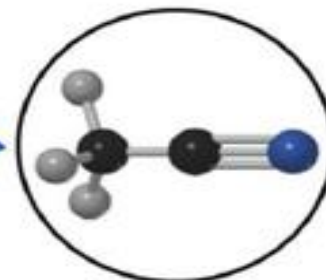
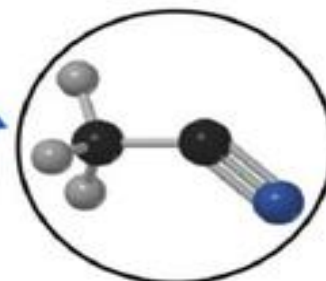
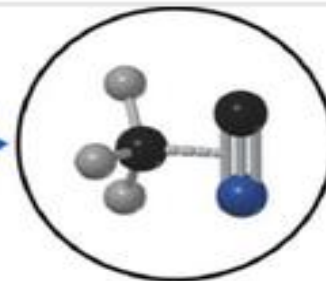
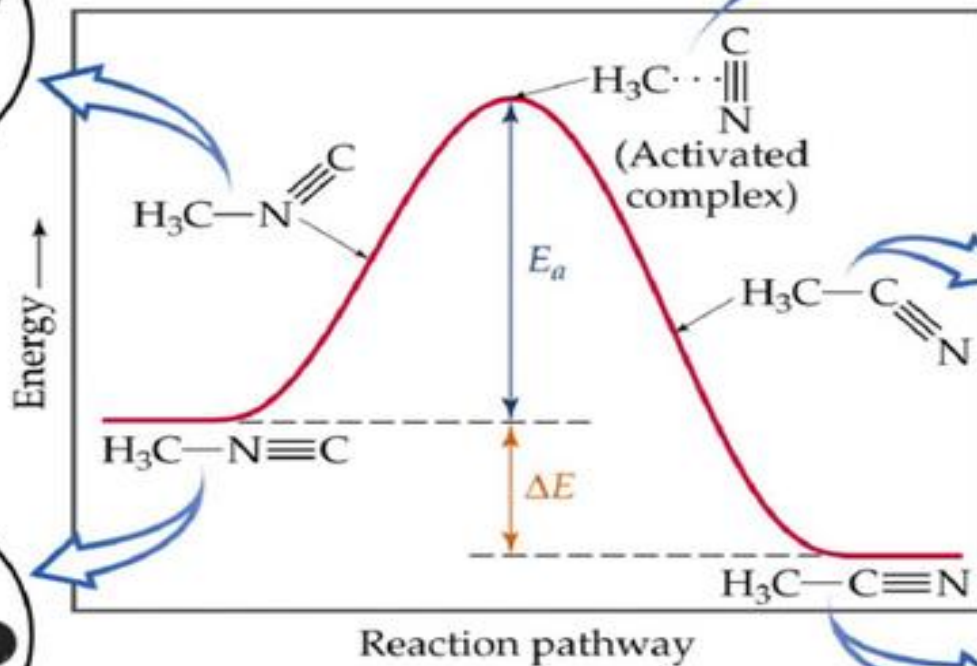
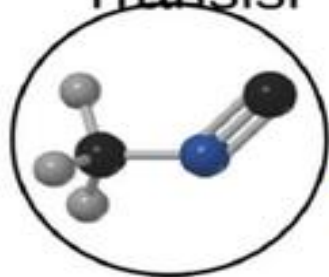
# Teori Keadaan Transisi



- Spesi yang terbentuk sementara oleh molekul reaktan akibat tumbukan sebelum membentuk produk dinamakan kompleks teraktivasi (*activated complex*), juga dinamakan keadaan transisi.
- Keadaan transisi berada pada energi potensial maksimal.

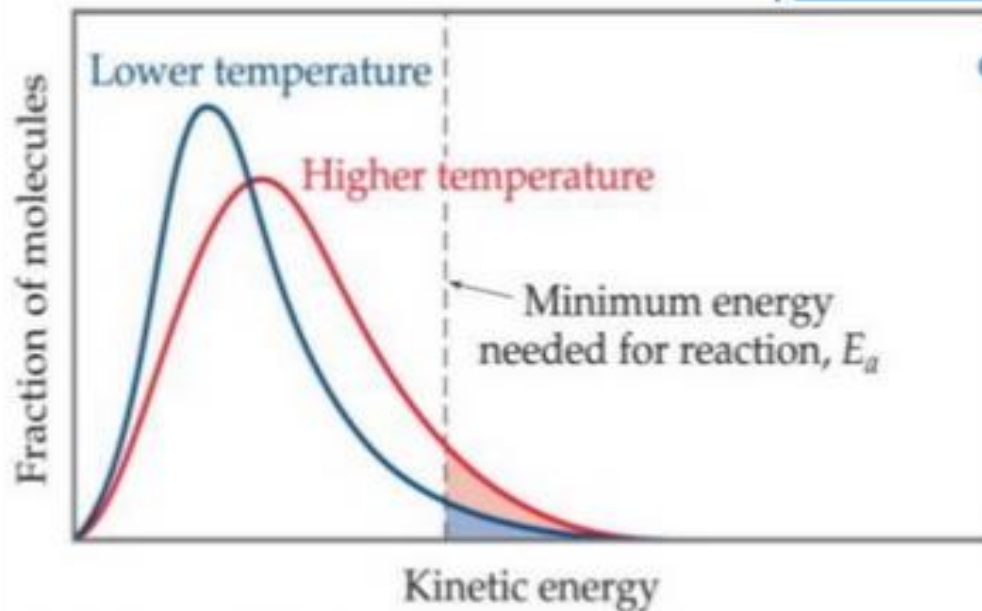
Koordinat reaksi

# Energi Aktivasi dan Keadaan Transisi





## Temperatur mempengaruhi Laju Reaksi



- Temperatur dalam suatu sistem berkaitan erat dengan distribusi energi kinetik yang dimiliki oleh partikel yang ada dalam sistem tersebut

- Grafik di atas menunjukkan penggambaran distribusi banyaknya partikel dalam suatu sistem terhadap energi kinetik yang dimiliki
- Saat temperatur dinaikkan, makin banyak partikel yang memiliki energi yang cukup besar untuk melampaui energi aktivasi

Pada beberapa reaksi yg umum, laju reaksi makin besar (waktu reaksi makin singkat) 2 kali setiap kenaikan suhu 10 °C, sehingga didapatkan rumus :

$$V = V_0 \cdot (\Delta V)^{\frac{t_a - t_0}{\Delta t}}$$

**V** = laju reaksi pada suhu t  
**V<sub>0</sub>** = laju reaksi pada suhu awal  
**t<sub>a</sub>** = suhu akhir  
**t<sub>0</sub>** = suhu awal  
**Δ V** = perubahan laju reaksi

# Pengaruh Temperatur Terhadap Laju Reaksi

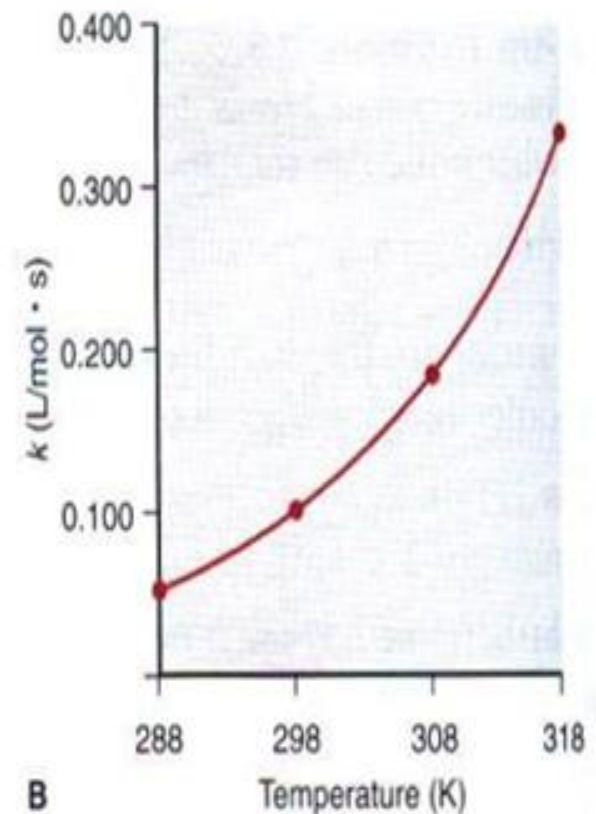
Expt	[Ester]	[H <sub>2</sub> O]	T (K)	Rate (mol/L · s)	k (L/mol · s)
1	0.100	0.200	288	$1.04 \times 10^{-3}$	0.0521
2	0.100	0.200	298	$2.02 \times 10^{-3}$	0.101
3	0.100	0.200	308	$3.68 \times 10^{-3}$	0.184
4	0.100	0.200	318	$6.64 \times 10^{-3}$	0.332

A

## Figure 16.10 Dependence of the rate constant on temperature.

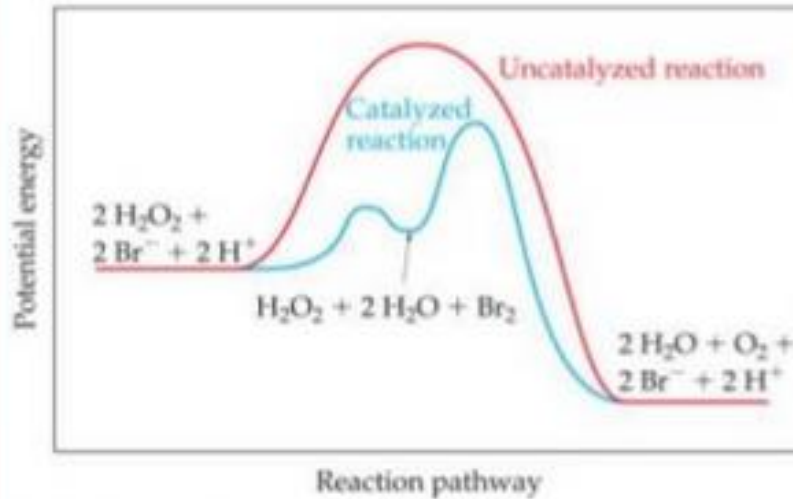
A, In the hydrolysis of an ester, when reactant concentrations are held constant and temperature increases, the rate and rate constant increase. Note the approximate doubling of  $k$  with each 10 K (10°C) temperature rise.

B, A plot of the rate constant vs. temperature for this reaction shows a smoothly increasing curve.



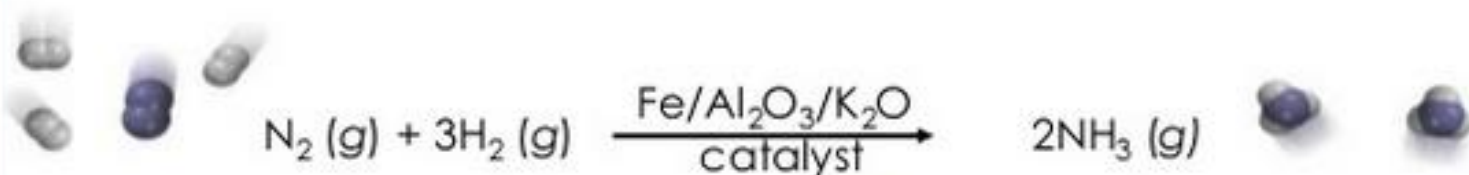
# Katalis

## Katalis



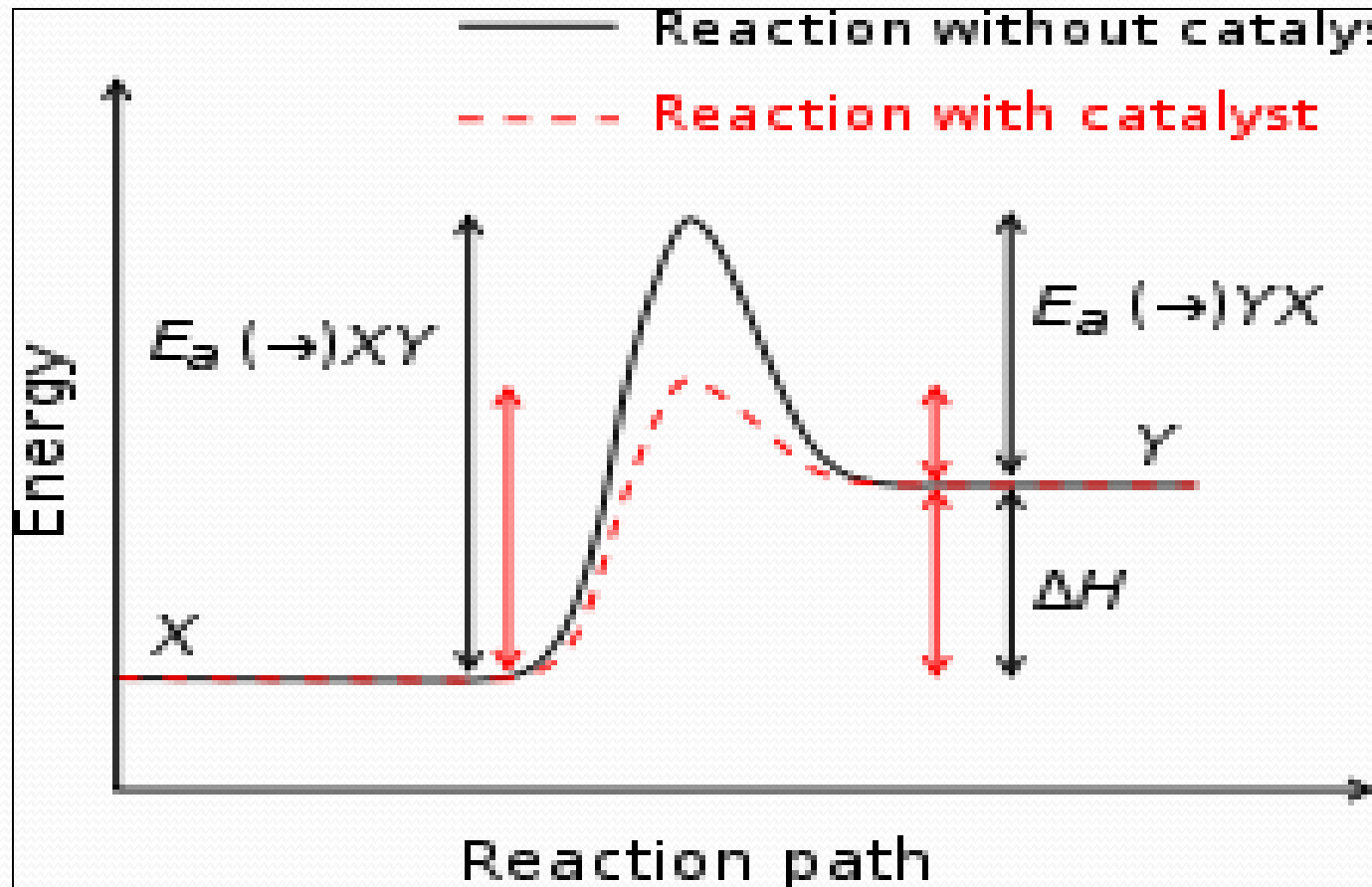
- › Katalis meningkatkan laju reaksi dengan cara menurunkan energi aktivasi dari reaksi tersebut
- › Keberadaan katalis dapat mengubah jalur mekanisme reaksi yang berlangsung

Salah satu cara katalis mempercepat laju reaksi adalah dengan menjadi "medium" bagi reaktan dan membantu memutus ikatan dalam reaktan



# Katalisator

**Katalis** dapat menaikkan laju reaksi dengan memilih mekanisme reaksi lain yang **energi aktivasinya lebih rendah**





# Jenis Katalis

## heterogen



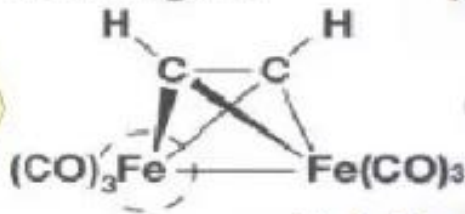
Padatan Fe

Reaksi campuran  
lebih dari satu fasa



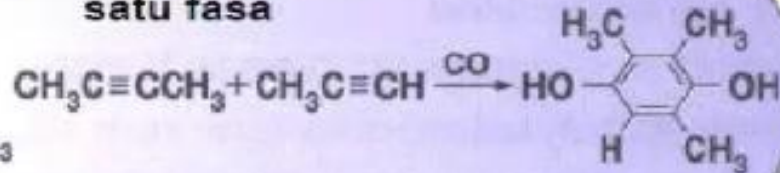
Sintesis  
Ammoniak

## homogen



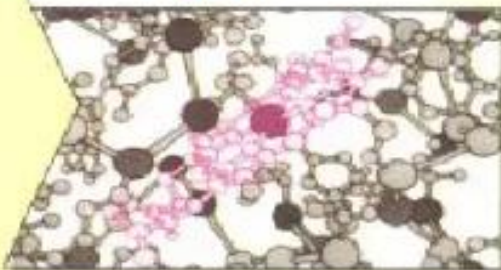
Katalisator logam kompleks

Reaksi campuran  
satu fasa



Tahap awal  
sintesis vit  
E

## Enzim



Reaksi campuran satu fasa  
atau lebih



Kompleks Bioorganik

Penguraian  
peroksida

# PETA KONSEP

## LAJU REAKSI

