

KINETIKA KIMIA

Sulistyani, M.Si.

Email: sulistyani@uny.ac.id

Konsep Dasar

- Laju reaksi adalah laju pengurangan reaktan tiap satuan waktu atau laju pembentukan produk tiap satuan waktu.
- Laju reaksi dipengaruhi oleh: sifat dan keadaan zat, konsentrasi, temperatur, dan katalisator.
- Secara stoikiometri ditulis:
$$v_A = - d[A]/dt = - d[B]/dt$$
- Laju reaksi terukur sebanding dengan konsentrasi reaktan dengan suatu pangkat tertentu. Misal:
 $A + B \rightarrow AB \quad v = k [A] [B] \text{ -----} \rightarrow$ **hukum laju**
K= konstanta laju yang tidak bergantung pada konsentrasi tetapi bergantung pada suhu.

Orde Reaksi

- Orde reaksi atau tingkat reaksi terhadap suatu komponen adalah pangkat dari konsentrasi komponen itu dalam hukum laju.
Misal: $v = k [A]^{1/2} [B]$ artinya reaksi mempunyai orde setengah terhadap A dan orde satu terhadap B sehingga keseluruhan reaksi mempunyai orde 3/2.
- Hukum laju diperoleh dari hasil eksperimen dan umumnya tidak dapat diduga dari persamaan reaksinya.

Orde Reaksi Nol

Reaksi A \rightarrow hasil reaksi

Laju reaksi: $k [A]^0$

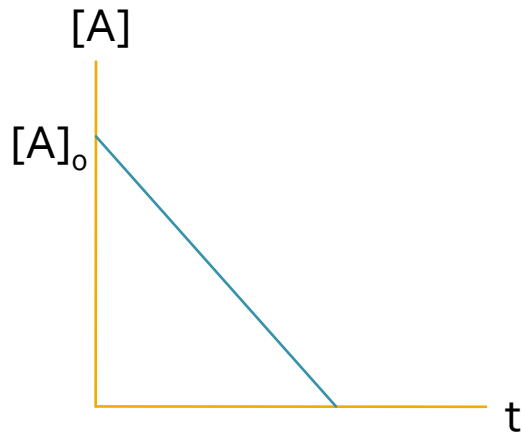
Laju reaksi: k

$$-d[A]/dt = k$$

$$d[A] = -k dt$$

$$\int d[A] = -k \int dt$$

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



Orde Reaksi Satu

Reaksi A \rightarrow hasil reaksi

Laju reaksi: $k [A]^1$

Laju reaksi: $k [A]$

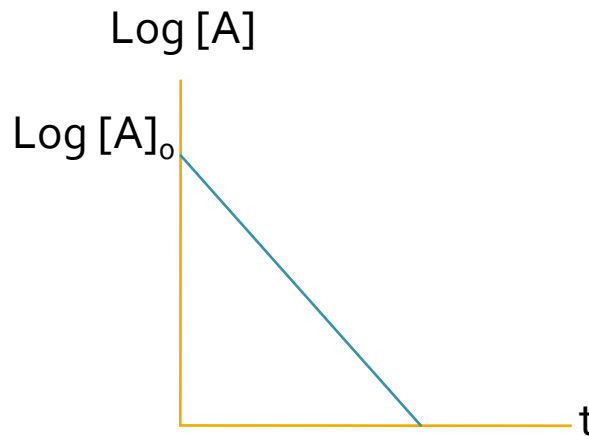
$$-d[A]/dt = k [A]$$

$$d[A]/[A] = -k dt$$

$$\int d[A]/[A] = -k \int dt$$

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

$$\log [A] = (-k/2,302)t + \log [A]_0$$



Orde Reaksi Dua

Reaksi A \rightarrow hasil reaksi

Laju reaksi: $k [A]^2$

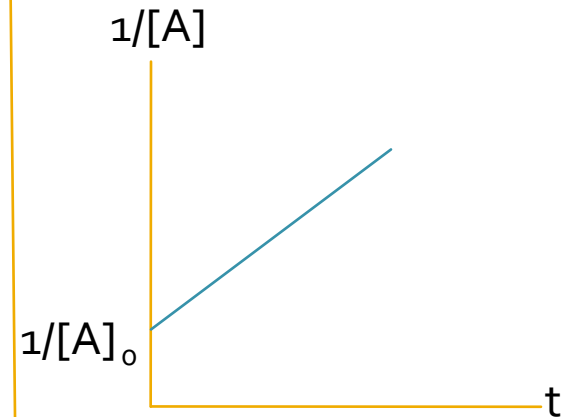
Laju reaksi: $k [A]^2$

$$-d[A]/dt = k [A]^2$$

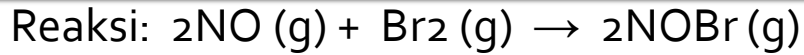
$$d[A]/[A]^2 = -k dt$$

$$\int d[A]/[A]^2 = -k \int dt$$

$$1/[A] = kt + 1/[A]_0$$



Penentuan Hukum Laju



Data pada 273 °C

No Percb.	Konsentrasi Awal (mol/L)		Laju Awal Pembentukan NOBr (mol/L/s)
	NO	Br ₂	
1	0,10	0,10	12
2	0,10	0,20	24
3	0,10	0,30	36
4	0,20	0,10	48
5	0,30	0,10	108

Penentuan orde NO: (lihat perc. 4 & 1):

$$(0,2)^p \times (0,1)^q = 48$$

$$(0,1)^p \times (0,1)^q = 12$$

$$2^p = 4 \rightarrow p = 2$$

Penentuan orde Br₂: (lihat perc. 2 & 1):

$$(0,1)^p \times (0,2)^q = 24$$

$$(0,1)^p \times (0,1)^q = 12$$

$$2^q = 2 \rightarrow q = 1$$

Jadi, hukum lajunya: $v = k [\text{NO}]^2 [\text{Br}_2]$

Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi

1. Sifat dan keadaan zat,

Laju reaksi tergantung pada jenis ikatan, kondisi pH, luas permukaan, dan sifat dasar yang dimiliki oleh reaktan yang terlibat dalam reaksi.

Misalnya reaksi KMnO_4 suasana asam dengan FeSO_4 lebih cepat daripada reaksi KMnO_4 suasana asam dengan $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$.

2. Konsentrasi,

Makin besar konsentrasi, makin besar kemungkinan terjadi tumbukan yang efektif.

Hukum laju menunjukkan hubungan antara laju reaksi dengan konsentrasi reaktan.

- Reaksi orde satu: $v = k [A]$ dan $v = -d[A]/dt$, sehingga $k [A] = -d[A]/dt$

Akhirnya akan diperoleh rumusan: $\ln ([A]_0/[A]_t) = kt$

-Reaksi orde dua: $v = k [A]^2$ dan $v = -d[A]^2/dt$, sehingga $k [A]^2 = -d[A]^2/dt$

Akhirnya akan diperoleh rumusan: $1/[A_t] - 1/[A_0] = kt$

WAKTU PARUH ($t_{1/2}$)

Definisi: waktu yang diperlukan agar konsentrasi reaktan berkurang hingga tinggal setengahnya.

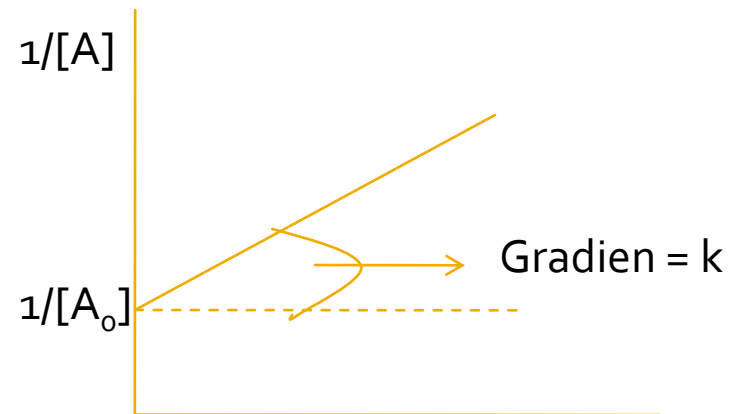
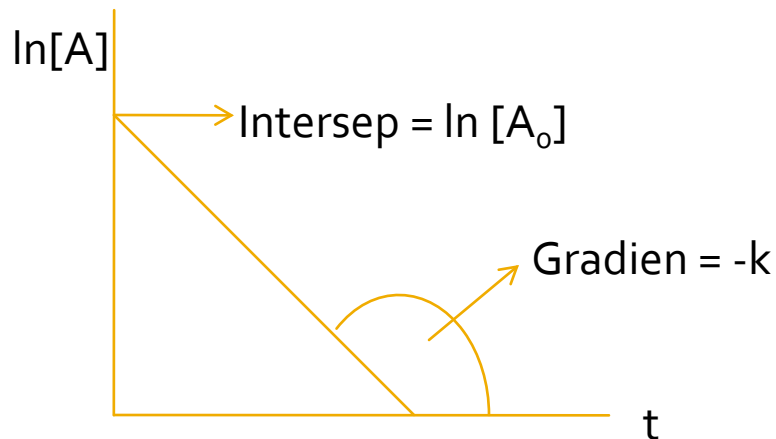
Pada orde satu: $\ln [A_0]/[A_t] = k t$

$$\ln [A_0]/0,5[A_0] = k (t_{1/2})$$

$$(t_{1/2}) = 0,693 / k$$

Menentukan harga k dengan cara grafis:

Reaksi orde satu: $\ln [A_t] = \ln [A_0] - k t$



3. Temperatur,

Makin tinggi temperatur, makin besar pula energi kinetik molekul-molekul reaktan .

Hubungan antara laju reaksi dengan temperatur diberikan oleh persamaan Arrhenius:

$$k = A \exp[-E_a/(RT)] \text{ atau } \ln k = \ln A - E_a/RT$$

Keterangan:

k = konstanta laju reaksi

A = konstanta Arrhenius, bergantung pada frekuensi tumbukan

R = tetapan gas umum, 0,082 L.atm/mol atau

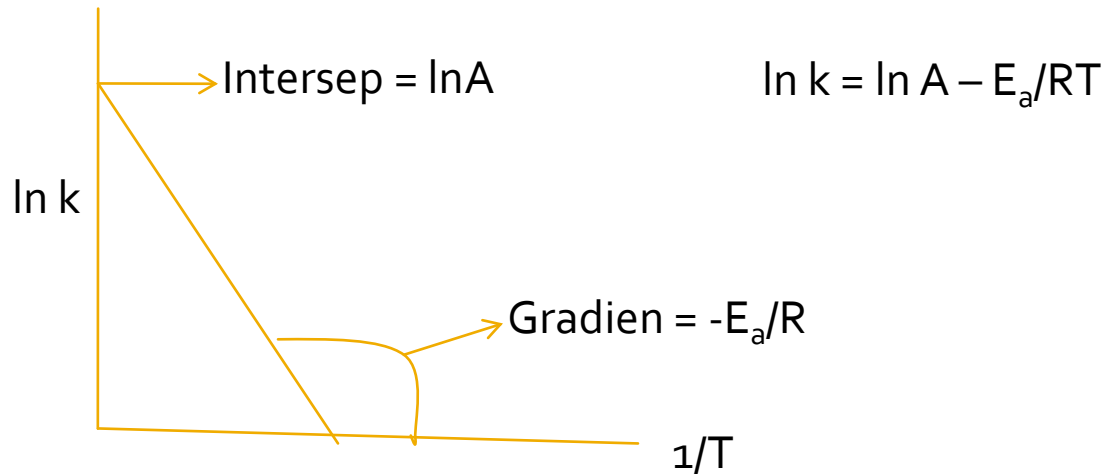
T = temperatur (K)

Energi pengaktifan: energi minimal yang harus dimiliki agar suatu reaksi dapat berlangsung. Untuk menentukannya dibuat grafik $\ln k$ vs $1/T$.

Untuk daerah temperatur yang tidak terlalu lebar, berlaku hubungan:

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

$$\ln \frac{k_2}{k_1} = -\frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right) = \frac{E_a(T_2 - T_1)}{RT_1 T_2}$$

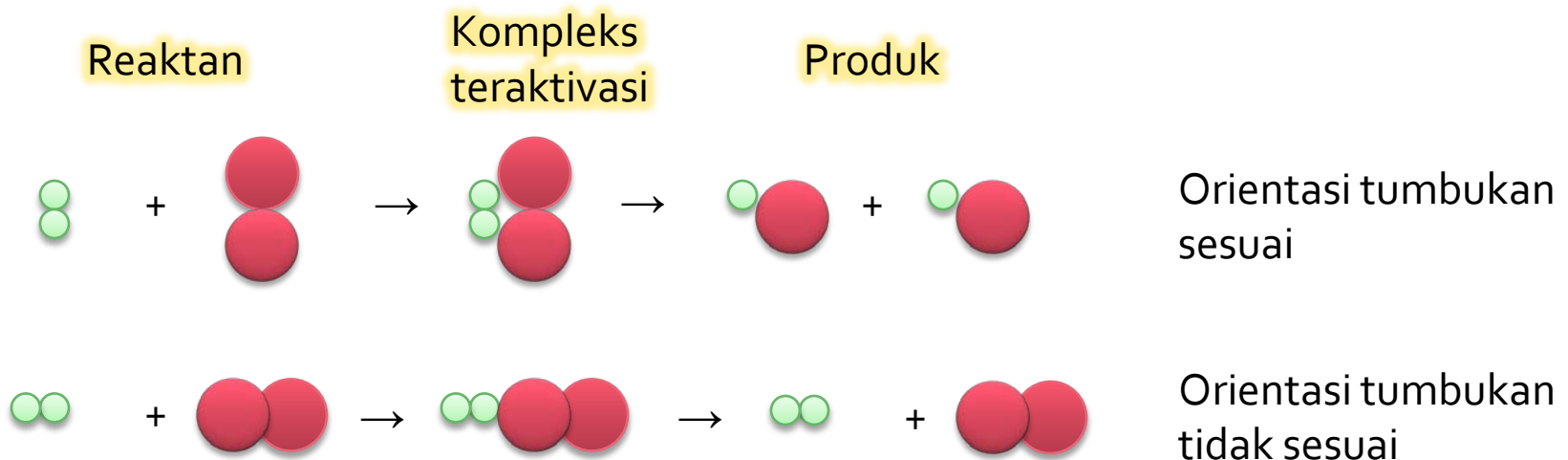


Katalisator

Definisi: zat yang mampu mempengaruhi laju reaksi, yang pada akhir reaksi didapatkan kembali tanpa mengalami perubahan kimia.

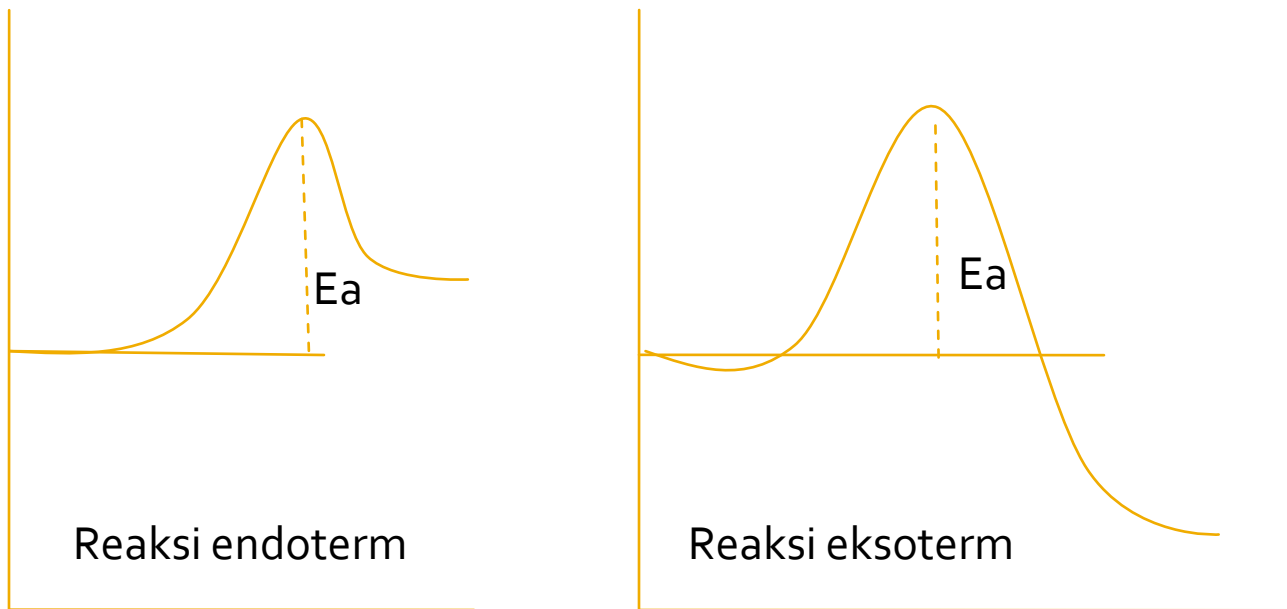
Katalis ada 2, yaitu katalisator (mempercepat reaksi) dan inhibitor (memperlambat reaksi)

Katalisator menurunkan energi pengaktifan, membuat orientasi molekul sesuai terjadinya tumbukan.



Kompleks teraktivasi: keadaan antara (intermediet) yang mempunyai energi tinggi sehingga tak stabil dan akan cepat berubah menjadi produk.

Besarnya energi pengaktifan

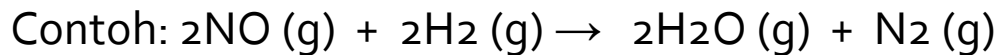


Gaya tarik menarik antara atom logam dengan molekul gas dapat memperlemah hingga memutus ikatan kovalen pada molekul gas. Akibatnya, molekul gas yang teradsorpsi pada permukaan logam ini menjadi lebih reaktif.

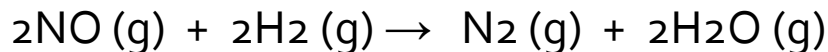
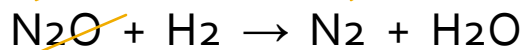
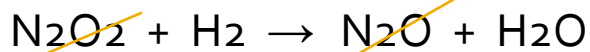
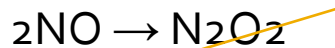
MEKANISME REAKSI

Definisi: serangkaian reaksi tahap demi tahap yang terjadi berturut-turut selama proses perubahan reaktan menjadi produk atau urutan langkah-langkah reaksi.

Mekanisme reaksi harus sesuai dengan hasil pengukuran secara eksperimen terhadap hukum laju.



Mekanismenya:



Teori Laju Reaksi

1. Teori Tumbukan : reaksi kimia terjadi karena adanya molekul-molekul yang saling bertumbukan.

Laju suatu tahap reaksi sangat bergantung pada jumlah tumbukan per satuan waktu dan fraksi tumbukan yang efektif.

Tumbukan efektif: tumbukan antar molekul yang orientasinya sesuai dan memungkinkan untuk menghasilkan produk . Dapat juga diartikan sebagai tumbukan yang menghasilkan energi yang dapat melampaui energi pengaktifan sehingga reaksi dapat berlangsung.

2. Teori keadaan transisi: Bila terjadi tumbukan antarmolekul reaktan akan diperoleh suatu keadaan transisi, yaitu adanya zat antara yang memiliki energi sangat tinggi sehingga tidak stabil.

Jika energi yang dimiliki molekul dalam keadaan tereksitasi sangat tinggi maka akan cukup menyebabkan tabrakan sehingga membentuk kompleks teraktivasi.

Kompleks teraktivasi tidak stabil dan akan berubah menjadi produk.