

# KINETIKA KIMIA

Oleh:  
Susila Kristianingrum

---

*“Workshop Guru Bidang Studi Kimia”  
Sidoarjo, 23-24 Mei 2003*

# KINETIKA KIMIA

Oleh : *Susila Kristianingrum*

## 1. Pengertian Laju Reaksi

Kinetika kimia mempelajari laju berlangsungnya reaksi kimia dan energi yang berhubungan dengan proses tersebut, serta mekanisme berlangsungnya reaksi. Mekanisme reaksi adalah serangkaian reaksi tahap demi tahap yang terjadi berturut-turut selama proses perubahan reaktan menjadi produk, atau urutan langkah-langkah reaksi menuju tersusunnya reaksi total. Laju reaksi merupakan laju pengurangan reaktan tiap satuan waktu, atau laju pembentukan produk tiap satuan waktu.

Secara umum, bila  $A \rightarrow B$ , maka laju reaksi ( $V$ ) dapat dinyatakan dengan rumus :

$$V = \frac{-d[A]}{dt} \quad \text{atau} \quad v = \frac{+d[B]}{dt}$$

## 2. Faktor-faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi

### a. Sifat dan Keadaan Zat

Dalam reaksi kimia terjadi pemutusan dan pembentukan ikatan, dimana jenis ikatan yang dimiliki oleh reaktan dapat mempengaruhi laju reaksi. Selain itu, luas permukaan zat-zat yang bereaksi sangat berpengaruh terhadap laju reaksi, sehingga suatu zat dalam bentuk serbuk dan bongkahan/kepingan akan memiliki laju reaksi yang berbeda.

### b. Konsentrasi

Makin besar konsentrasi zat reaktan berarti besar kemungkinan terjadinya tumbukan yang efektif, sehingga laju reaksinya akan semakin cepat. Tumbukan yang efektif adalah tumbukan antar molekul yang menghasilkan reaksi, dan hanya dapat terjadi bila molekul yang bertumbukan tersebut memiliki energi aktivasi yang cukup. Energi aktivasi adalah energi minimum yang harus dimiliki molekul agar tumbukannya menghasilkan reaksi.

### c. Temperatur

Menaikkan suhu berarti menambahkan energi, sehingga energi kinetik molekul-molekul akan meningkat. Akibatnya molekul-molekul yang bereaksi menjadi lebih aktif mengadakan tumbukan. Dengan kata lain, kenaikan suhu menyebabkan gerakan molekul makin cepat sehingga kemungkinan tumbukan yang efektif makin banyak terjadi.

### d. Katalisator

Katalisator adalah zat yang mempercepat reaksi, tetapi tidak ikut bereaksi. Adanya katalis akan menurunkan energi aktivasi ( $E_a$ ) dari suatu reaksi, sehingga lebih mudah dilampaui oleh molekul-molekul reaktan akibatnya reaksi menjadi lebih cepat.

### 3. Hukum Laju

Hukum laju menunjukkan hubungan antara laju reaksi dengan konsentrasi reaktan. Dalam penurunan hukum laju dikenal istilah orde reaksi atau tingkat reaksi, yaitu bilangan pangkat yang menyatakan hubungan konsentrasi zat dengan laju reaksi. Harga orde reaksi hanya dapat ditentukan melalui eksperimen, sedangkan tahap penentu laju reaksi adalah reaksi yang paling lambat.

- Reaksi Orde nol  
Hukum laju :  $v = k [A]^0$   
Melalui penurunan dari persamaan pengertian laju reaksi pada B1 diperoleh rumus :

$$A_0 - A_t = k.t$$

$$t_{1/2} = \frac{A_0}{2k}$$

- Reaksi Orde Satu  
Hukum laju :  $V = k [A]$   
Melalui penurunan dari persamaan pengertian laju reaksi pada B1 diperoleh rumus :

$$\ln A_0/A_t = k.t$$

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{k}$$

- Reaksi Orde Dua  
Hukum Laju :  $V = k [A]^2$   
Melalui penurunan dari persamaan pengertian laju reaksi pada B1 diperoleh rumus :

$$\frac{1}{A_t} - \frac{1}{A_0} = k.t$$

$$t_{1/2} = \frac{1}{A_0 k}$$

### 4. Penentuan Orde Reaksi

Harga orde reaksi dapat bernilai 0, 1, 2, atau 3, bahkan dapat bernilai pecahan yang sederhana. Langkah-langkah penentuan orde reaksi berdasarkan pada data eksperimen, yaitu sebagai berikut :

- Dara eksperimen harus pada suhu tetap untuk mendapatkan harga k yang tetap
- Orde reaksi dicari dengan membandingkan persamaan laju reaksi :

$$\left[ \frac{V_1}{V_2} \right] = \frac{k_1}{k_2} = \left[ \frac{[A_1]}{[A_2]} \right]^m = \left[ \frac{[B_1]}{[B_2]} \right]^n$$

Harga  $k_1 = k_2$  dan konsentrasi yang sama dapat dicoret. Dengan demikian orde reaksi konsentrasi yang berubah dapat ditentukan.

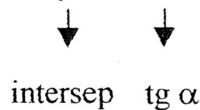
### 5. Penentuan Konstanta Laju Reaksi

Dapat dilakukan dengan dua cara, yaitu :

a. Dari Persamaan Hukum Laju

Persamaan hukum laju dapat digunakan untuk menentukan harga k dengan menggambar grafik  $\ln [A]$  versus  $t$ , sehingga akan diperoleh *gradien* atau ( $\text{tg } \alpha$ ), yaitu k dengan intersep  $\ln A$ .

Misalnya untuk reaksi orde satu :  $\ln A_t = \ln A_0 - k t$ .



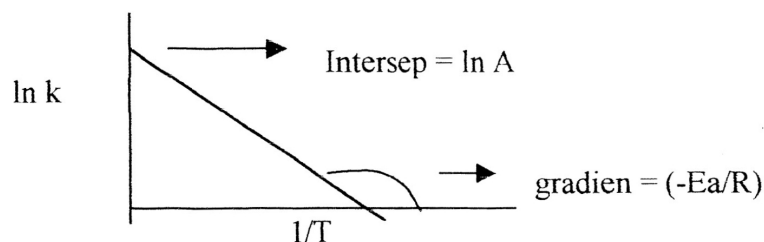
b. Dari Persamaan Arrhenius

Hubungan antara laju reaksi dengan temperatur dinyatakan dalam persamaan Arrhenius :

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

- Dimana :
- k = konstanta laju reaksi
  - A = konstanta Arrhenius (tergantung frekuensi tumbukan)
  - $E_a$  = Energi Aktivasi
  - R = tetapan gas umum
  - T = temperatur mutlak ( $^{\circ}\text{K}$ )

Persamaan tersebut digambarkan dalam grafik sebagai berikut :



Untuk daerah temperatur yang tidak terlalu lebar, berlaku hubungan :

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

## 6. Energi Aktivasi

Suatu reaksi terjadi bila energi tumbukan antara molekul-molekul reaktan melampaui energi pengaktifan (energi minimum yang harus dimiliki molekul agar tumbukannya menghasilkan reaksi) dan orientasi molekul-molekul harus sesuai untuk terjadinya reaksi.

## 7. Teori Laju Reaksi

a. *Teori Tumbukan*

Reaksi terjadi karena adanya molekul-molekul yang saling bertumbukan secara efektif, yaitu tumbukan antar molekul yang orientasinya sesuai dan memungkinkan untuk menghasilkan produk

**b. Teori Keadaan Transisi**

Bila terjadi tumbukan antar molekul reaktan akan diperoleh suatu keadaan transisi/antara (intermediet) yang mempunyai energi sangat tinggi, sehingga menyebabkan molekul yang menghasilkan kompleks teraktivasi. Kompleks ini tidak stabil dan dengan segera berubah menjadi produk.

## KONSENTRASI DAN LAJU REAKSI

### A. Tujuan Percobaan

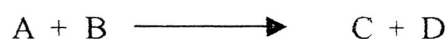
1. Membandingkan waktu yang diperlukan untuk terbentuknya endapan bila ion  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  dengan konsentrasi yang berbeda ditambahkan ion hidrogen dengan konsentrasi sama
2. Menggambar grafik waktu versus volume ion tiosulfat
3. Menentukan hubungan antara laju reaksi dan konsentrasi ion tiosulfat

### B. Dasar Teori

Kecepatan reaksi dari suatu reaksi tergantung pada jumlah tabrakan antara molekul-molekul pereaksi yang terjadi tiap satuan waktu. Makin besar jumlah tabrakan ini, maka semakin besar pula kecepatan reaksi. Salah satu cara untuk memperbesar jumlah tabrakan ialah dengan menaikkan jumlah molekul persatuan volume, sehingga kemungkinan terjadinya tabrakan antara molekul-molekul akan bertambah besar pula. Ungkapan matematik yang memberikan hubungan antara kecepatan reaksi dan konsentrasi pada temperatur tetap di sebut **Hukum Kecepatan Reaksi**.

Bagi reaksi elementer, kecepatan reaksi pada setiap waktu berbanding lurus dengan konsentrasi zat-zat pereaksi pada saat itu. Reaksi jenis ini, hukum kecepatan reaksinya dapat langsung diturunkan dari persamaan stokiometri.

Contoh untuk reaksi :

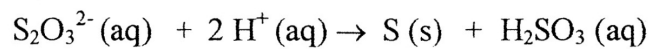


Merupakan reaksi elementer, maka hukum kecepatan reaksinya adalah :

$$V = [\text{A}] [\text{B}] \text{ atau } v = k [\text{A}] [\text{B}]$$

dengan  $k$  ialah tetapan yang disebut tetapan kecepatan reaksi. Harga  $k$  tergantung pada jenis reaksi, pada satuan waktu yang dipakai dan temperatur tertentu. Sedangkan bagi reaksi yang bukan merupakan reaksi elementer, seperti reaksi yang berjalan lebih dari satu tahap atau reaksi yang tidak berkesudahan, hukum kecepatan reaksi dan orde reaksi hanya dapat ditentukan dari data eksperimen.

Ion tiosulfat,  $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$  (aq), terdekomposisi dengan adanya ion hidrogen  $\text{H}^+$  (aq), mengikuti reaksi berikut :



Saat terbentuknya sulfur, menyebabkan larutan berwarna keruh sehingga tidak tembus cahaya. Fenomena ini dapat digunakan untuk menentukan kecepatan reaksi melalui percobaan dengan meletakkan kertas yang telah diberi tanda silang di bawah larutan tersebut. Bila pengamatan laju reaksi dimulai tepat pada saat larutan ion hidrogen ditambahkan ke dalam larutan tiosulfat, maka akan diperoleh data kecepatan reaksi yang baik.

### C. Alat dan Bahan

Alat – alat :

- Kertas grafik
- Empat buah erlenmeyer 125 ml
- Pipet gondok 10 ml dan 20 ml
- Spidol hitam
- Stop watch

Bahan Kimia :

- 150 ml larutan  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$  0,161 M
- 50 ml larutan HCl 1 M
- Akuades

### D. Prosedur Kerja

1. Berilah label A, B, C dan D berturut-turut pada tiap-tiap erlenmeyer
2. Ambil selembar kertas putih dan berilah tanda silang tepat ditengahnya. Gunakan tanda silang yang sama untuk semua percobaan.
3. Ke dalam erlenmeyer A, tambahkan 10 ml larutan  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  dan 30 ml akuades, kocok perlahan supaya homogen
4. Ke dalam erlenmeyer B, tambahkan 20 ml larutan  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  dan 20 ml akuades.
5. Ke dalam erlenmeyer C, tambahkan 30 ml larutan  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  dan 10 ml akuades,
6. Ke dalam erlenmeyer D, tambahkan 40 ml larutan  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  tanpa akuades
7. Letakkan erlenmeyer A diatas kertas bertanda silang dan tuangkan larutan HCl 1 M dengan hati-hati. Tekan stop watch tepat pada saat larutan HCl dituangkan dan hentikan tepat pada saat tanda silang tidak nampak.
8. Catat waktu yang diperlukan untuk langkah di atas pada tabel data.

*Laju Reaksi*

6

9. Ulangi langkah kerja 8 untuk erlenmeyer yang lain (B, C dan D).

**E. Hasil Pengamatan**

Analisis Data

Waktu (dalam detik)	
Erlenmeyer A	
Erlenmeyer B	
Erlenmeyer C	
Erlenmeyer D	

Buatlah grafik waktu (detik) versus volume tiosulfat (ml). Waktu sebagai sumbu x dan volume tiosulfat sebagai sumbu y.

**F. Pertanyaan/Tugas**

1. Jenis kurva apa yang diperoleh dari percobaan ini ?
2. Melalui percobaan ini apa yang dapat anda simpulkan tentang laju reaksi?
3. Bagaimana laju reaksinya bila digunakan HCl dengan konsentrasi lebih kecil (setengahnya) ? Mengapa ?



## SUHU DAN LAJU REAKSI

### A. Tujuan Percobaan

Menyelidiki pengaruh suhu terhadap laju reaksi

### B. Dasar Teori

Peningkatan kecepatan reaksi selain dengan memperbesar konsentrasi zat-zat yang bereaksi, dapat pula dengan menaikkan suhu reaksi. Hal ini dikarenakan dengan adanya kenaikan suhu, energi kinetik dari molekul-molekul yang bereaksi akan bertambah. Dengan demikian molekul-molekul tersebut akan bergerak dengan kecepatan lebih tinggi, sehingga akan memperbesar jumlah tabrakan tiap satuan waktu yang mengakibatkan reaksi berjalan lebih cepat.

Suhu akan mempengaruhi volume campuran zat yang bereaksi dengan tetapan kecepatan reaksi ( $k$ ). Pengaruh terhadap tetapan kecepatan reaksi relatif cukup besar. Secara matematik pengaruh suhu terhadap tetapan kecepatan reaksi diberikan oleh suatu ungkapan empirik yang dikenal sebagai

**persamaan Arrhenius :**

$$K = Ae^{-E^*/RT}$$

Dengan :  $k$  = tetapan kecepatan reaksi

$A$  = suatu tetapan

$E^*$  = energi pengaktifan reaksi

$R$  = tetapan gas

$T$  = suhu mutlak (K)

### C. Alat dan Bahan

Alat-alat :

- |   |   |
|---|---|
| <input type="checkbox"/> Tabung reaksi 8 buah | <input type="checkbox"/> Buret 2 buah                         |
| <input type="checkbox"/> Gelas beker 150 ml   | <input type="checkbox"/> Stop watch                           |
| <input type="checkbox"/> Kertas putih         | <input type="checkbox"/> Spidol hitam                         |
| <input type="checkbox"/> Rak Tabung Reaksi    | <input type="checkbox"/> Termometer 100 <sup>0</sup> C dengan |
| <input type="checkbox"/> Kertas Grafik        | skala 0,1 <sup>0</sup>  |

Bahan Kimia :

- Larutan natrium tiosulfat 0,15 M
- Larutan asam klorida 3 M
- Akuades

#### D. Prosedur Kerja

1. Isi buret dengan larutan HCl 3 M
2. Ambil 4 buah tabung reaksi dan berilah tanda dengan nomor 1,2,3 dan 4
3. Alirkan 4 ml HCl 3 M dari buret ke dalam masing-masing keempat tabung reaksi tersebut
4. Buatlah tanda silang pada sehelai kertas dengan spidol hitam
5. Isilah buret yang lain dengan dengan larutan natrium tiosulfat 0,15 M
6. Ambil 4 buah tabung reaksi dan berilah tanda dengan huruf a, b, c, dan d
7. Alirkan 4 ml larutan natrium tiosulfat dari buret ke dalam masing-masing keempat tabung reaksi tersebut
8. Letakkan semua (8) tabung reaksi ke dalam gelas beker yang berisi air selama 5 menit dan catatlah suhu air
9. Ambil tabung reaksi a dan letakkan di atas tanda silang, kemudian tuangkan HCl pada tabung reaksi 1 ke dalam tabung reaksi a. Jalankan stop watch tepat pada saat HCl dituangkan pada tabung reaksi dan hentikan stop watch tepat pada saat tanda silang tidak terlihat dari atas.
10. Panaskan gelas beker dengan tabung-tabung reaksi di dalamnya hingga naik  $10^{\circ}\text{C}$  dari suhu mula-mula (sebelum dipanaskan). Ulangi cara kerja pada langkah 9 dengan tabung reaksi b dan 2
11. Panaskan gelas beker dengan tabung-tabung reaksi di dalamnya hingga naik  $20^{\circ}\text{C}$  dari suhu mula-mula (sebelum dipanaskan). Ulangi cara kerja pada langkah 9 dengan tabung reaksi c dan 3
12. Panaskan gelas beker dengan tabung-tabung reaksi di dalamnya hingga naik  $30^{\circ}\text{C}$  dari suhu mula-mula (sebelum dipanaskan). Ulangi cara kerja pada langkah 9 dengan tabung reaksi d dan 4

13. Catat hasil-hasil pengamatan dalam bentuk tabel pada lembar kerja. Tunjukkan pengaruh suhu terhadap laju reaksi dengan membuat grafik laju reaksi versus suhu (laju reaksi sebagai ordinat).

**E. Hasil Pengamatan**

Tanda pasangan tabung reaksi	Suhu percobaan dalam °C	Waktu (detik)	Laju reaksi $V = 1/t$
a-1			
b-2			
c-3			
d-4			

**F. Pertanyaan/Tugas**

1. Bagaimana pengaruh suhu atas laju reaksi yang anda pelajari ?
2. Apakah kurva laju reaksi versus suhu melalui titik asal koordinat ?

**Daftar Pustaka**

- Alexander, M.J, 1976, *Chemistry in the Laboratory*, Brave JavavichInc : Harcourt Herron, J.D., Frank, D.V., Sarquis, J.L., Sarquis. M., Schrader, C.L., and Kukla, D.A., 1996, *Chemistry*, D.C. Heath and Company Lexington, Massachusetts, Toronto, Ontario
- Keenan, C.W., Kleinfelter, D.C., Wood, J.H., 1980, *General College Chemistry*, Harper and Row, Publisher, Inc.
- Suharto, dkk., 2000, *Diktat Kimia Dasar II*, F.MIPA, Universitas Negeri Yogyakarta



DEPARTEMEN PENDIDIKAN NASIONAL  
UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA  
FAKULTAS MATEMATIKA DAN ILMU PENGETAHUAN ALAM  
Alamat : Karangmalang, Yogyakarta 55281, Telp. 5548203 (Dekan)586168 Ps.219 Fax.0274-540713

SURAT TUGAS / IJIN  
NO.913/J35.13/KP/2003

Dekan Fakultas Matematika dan Ilmu Pengetahuan Alam Universitas Negeri Yogyakarta  
memberikan tugas / ijin kepada :

NO.	Nama / NIP	Pangkat / Gol.	Jabatan
1.	Sukirman, M.Pd / NIP 130340113	Pembina Tk. I / IV b	Lektor Kepala
2.	Marsigit, MA / NIP 131268114	Pembina / IV a	Lektor Kepala
3.	Sugiyono, M.Pd / NIP 130795237	Penata Tk. I / III d	Lektor
4.	Djamilah BW, M.Si / NIP 131569335	Penata / III c	Lektor
5.	Endang Listiyani, MS / NIP 131569343	Penata / III c	Lektor
6.	Ratnawati, M.Sc/ NIP 131570325	Penata / III c	Lektor
7.	Budiwati, M.Si / NIP 132049753	Penata Muda Tk. I / III b	Asisten Ahli
8.	V.Hinuhili, M.Si / NIP 131571722	Penata Tk. I / III d	Lektor
9.	Suratsih, M.Si / NIP 131569338	Penata Tk. I / III d	Lektor
10.	Satino, M.Si / NIP 132206568	Penata Muda / III a	Asisten Ahli
11.	Suhandoyo, MS / NIP 131569337	Penata Tk. I / III d	Lektor
12.	Susila K, M.Si / NIP 131872520	Penata / III c	Lektor
13.	Retno A, M.Si / NIP 132208563	Penata Muda / III a	Asisten Ahli
14.	Heru Pratomo, M.Si / NIP 131411060	Pembina / IV a	Lektor Kepala
15.	I Made Sukarna, M.Si / NIP 131576236	Penata Tk. I / III d	Lektor
16.	Suwardi, M.Si / NIP 132135230	Penata Muda / III a	Asisten Ahli
17.	Siti Sulastri, M.Si / NIP 130681034	Pembina / IV a	Lektor Kepala
18.	Drs. Sumarna / NIP 131930140	Penata Muda Tk. I / III b	Asisten Ahli
19.	Drs. Slamet, MT / NIP 130936810	Penata Tk. I / III d	Lektor
20.	Agus Purwanto, M.Sc / NIP 132135229	Penata Muda / III a	Asisten Ahli
21.	Dr. Jumadi / NIP 130683941	Pembina Tk. I / IV b	Lektor Kepala
22.	Warsono, M.Si / NIP 132240453	Penata Muda / III a	Asisten Ahli
23.	Restu W, M.Si / NIP 132206557	Penata Muda / III a	Asisten Ahli
24.	Dedy Herdito, SE	-	-
25.	Yayuk Purwanti, S.Pd	-	-

Keperluan : Sebagai Peserta dalam Workshop MIPA

Tanggal : 23 s.d 24 Mei 2003.

Tempat : SMU N 1 Sidoarjo Jatim

Surat tugas / ijin ini diberikan untuk dilaksanakan sebaik – baiknya .



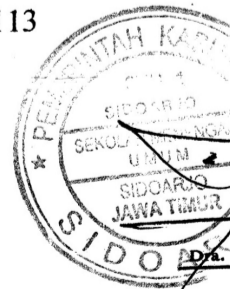
Yogyakarta, 21 Mei 2003

Dekan,

Sukirman, M.Pd  
NIP 130340113

Tembusan Yth :

1. Pembantu Dekan I
2. Kajurdik Matematika, Fisika, Kimia, Biologi
3. Kasubag Keu. dan Kepeg.
4. Yang bersangkutan  
FMIPA



Dr. Hj. ANI KADARWATI, M.Pd.  
NIP. 131 406 064