

KINETIKA KIMIA

Endang Widjajanti LFX
Jurusan Pendidikan Kimia, FMIPA UNY

Pendahuluan

Dalam kinetika kimia yang dipelajari adalah laju reaksi kimia dan energi yang berhubungan dengan proses tersebut, serta mekanisme berlangsungnya proses tersebut. Mekanisme reaksi adalah serangkaian tahap reaksi yang terjadi secara berturut-turut selama proses perubahan reaktan menjadi produk.

Perubahan kimia atau reaksi kimia berkaitan erat dengan waktu. Jika anda mengamati reaksi-reaksi kimia sehari disekitar anda, ada reaksi yang berlangsung sangat cepat seperti proses pembakaran, tetapi adapula reaksi yang berjalan sangat lambat misalnya proses perubahan dari zat organik (fosil) menjadi minyak bumi, atau proses perubahan batuan menjadi marmer. Setiap reaksi kimia berlangsung dengan laju tertentu dan membutuhkan kondisi tertentu pula. Laju reaksi didefinisikan sebagai laju pengurangan reaktan tiap satuan waktu atau jika ditinjau dari produknya, maka laju reaksi adalah laju pembentukan produk tiap satuan waktu.

Banyak faktor yang mempengaruhi laju suatu reaksi. Pengetahuan tentang faktor-faktor ini akan berguna dalam mengatur laju suatu reaksi. Hal ini sangat penting terutama untuk mengontrol proses-proses kimia dalam industri. Tentunya proses kimia yang berlangsung sangat lambat sangat tidak ekonomis. Pengontrolan terhadap faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi kimia akan dapat meningkatkan nilai ekonomis. Dalam modul ini kita akan mempelajari faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi yang meliputi konsentrasi pereaksi, luas permukaan pereaksi, temperatur reaksi dan penggunaan katalisator dalam reaksi kimia.

Laju Reaksi dan Hukum Laju

Pada awal reaksi $A \rightarrow B$ mula-mula yang ada adalah zat A, sedangkan zat B belum terbentuk. Setelah beberapa saat konsentrasi zat B akan meningkat, sementara konsentrasi zat A akan menurun, sampai pada saat tertentu reaksi akan berhenti karena telah mencapai keadaan setimbang. Secara kuantitatif laju pengurangan zat A dapat dinyatakan sebagai :

$$v_A = - \frac{d[A]}{dt} \dots\dots\dots(1)$$

Makalah disampaikan dalam kegiatan Pengabdian Kepada Masyarakat
19 dan 20 Juli 2007 di FMIPA UNY

dan laju penambahan produk (zat B) dinyatakan sebagai :

$$v_B = \frac{d[B]}{dt} \dots\dots\dots(2)$$

Secara stoikiometri maka $v = - \frac{d[A]}{dt} = \frac{d[B]}{dt}$

Laju reaksi yang diamati ternyata juga sebanding dengan konsentrasi reaktan dan *tetapan laju k* (yang bergantung pada temperatur), sehingga *hukum laju* dapat dinyatakan sebagai berikut :

A → produk

$$v = k \cdot [A] \dots\dots\dots(3)$$

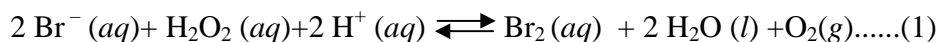
Untuk reaksi yang menggunakan lebih dari satu pereaksi, maka hukum lajunya dapat dituliskan sebagai berikut :

xA + y B → produk

$$v = k [A]^x [B]^y \dots\dots\dots(4)$$

sehingga hukum laju dapat didefinisikan sebagai fungsi dari semua pereaksi yang menentukan laju reaksi.

Dalam kenyataannya ada reaksi- reaksi yang hukum lajunya tidak sesuai dengan persamaan stoikiometri atau tidak bergantung pada persamaan stoikiometrinya, sehingga hukum lajunya lebih tepat ditentukan secara eksperimen. Sebagai contoh pada reaksi berikut :



mempunyai hukum laju berkurangnya ion Br⁻

$$v = k [H_2O_2] [H^+][Br^-] \dots\dots\dots(6)$$

Orde Reaksi

Orde suatu reaksi merupakan bilangan yang menyatakan jumlah pangkat konsentrasi pereaksi yang menentukan laju suatu reaksi. Sebagai contoh untuk reaksi : A → produk dengan hukum laju $v = k [A]$, maka

orde reaksinya adalah 1, karena pangkat [A] adalah satu. Atau untuk reaksi :



maka orde reaksi totalnya adalah 3 yang berasal dari pangkat [A] = 1 + pangkat [B] = 2. Sedangkan orde reaksi terhadap konsentrasi A adalah 1 dan orde reaksi terhadap komponen B adalah 2.

Pada umumnya orde reaksi terhadap suatu komponen tidak selalu sama dengan koefisien dalam persamaan stoikiometri. Misalnya untuk reaksi berikut :



secara eksperimen diamati mempunyai hukum laju $v = k [\text{H}_2][\text{ICl}]$ maka orde reaksi = 2, padahal secara stoikiometri orde reaksinya adalah 3. Dengan demikian untuk menentukan orde reaksi suatu reaksi tertentu yang paling tepat adalah melalui data eksperimen.

Ada beberapa reaksi yang laju reaksinya tidak bergantung pada konsentrasi pereaksinya, misalnya reaksi fotosintesis dan reaksi- reaksi permukaan. Reaksi semacam ini dikatakan berorde reaksi nol. Contoh reaksi yang berorde nol misalnya penguraian amoniak pada permukaan katalis wolfram.

Faktor- Faktor Yang Mempengaruhi Laju Reaksi

Pengaruh Konsentrasi Reaktan terhadap Laju Reaksi

Umumnya laju reaksi pada temperatur tetap lebih sering dinyatakan sebagai laju perubahan konsentrasi komponen- komponennya dalam sistem, sehingga dapat dikatakan bahwa laju reaksi bergantung pada konsentrasi pereaksi atau hasil reaksi. Ketergantungan laju reaksi pada konsentrasi pereaksi atau hasil reaksi diungkapkan sebagai persamaan laju reaksi atau hukum laju, meskipun demikian sebenarnya kita tidak dapat meramalkan persamaan laju suatu reaksi hanya dari persamaan reaksinya (konsentrasi komponennya) saja. Uraian berikut berasumsi laju reaksi hanya bergantung pada konsentrasi komponennya.

Pereaksi \rightarrow Hasil Reaksi

Persamaan lajunya adalah

$$v = k. [\text{Pereaksi}] \dots\dots\dots(7)$$

k adalah konstanta laju reaksi

dari persamaan laju reaksi (4.9) nampak bahwa besarnya laju reaksi (v) tergantung pada besarnya konsentrasi reaktan sehingga meningkatnya konsentrasi reaktan akan meningkatkan pula besarnya laju reaksi.

Untuk reaksi berorde 2, 3 atau lebih, maka persamaan laju akan meningkat sebanding dengan pangkat koefisien reaksinya. Contoh berikut memperlihatkan peningkatan laju reaksi akibat peningkatan konsentrasi pereaksi pada reaksi berorde lebih dari satu.

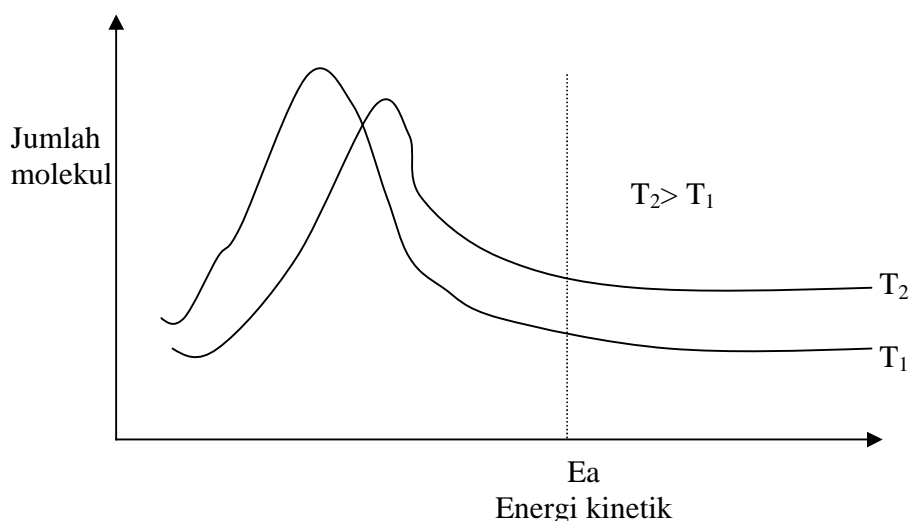
Pengaruh Luas Permukaan Pereaksi terhadap Laju Reaksi

Pernahkah anda membandingkan kecepatan melarut antara serbuk gula yang halus dalam air dengan kecepatan melarut bongkahan gula dalam air ?, hasil pengamatan memperlihatkan bahwa kecepatan melarut serbuk gula dalam air lebih cepat dibandingkan kecepatan melarut bongkahan gula. Mengapa demikian Pada zat padat yang bereaksi adalah atom- atom atau molekul- molekul yang terdapat pada permukaannya, sedangkan atom atau molekul yang terdapat pada bagian sebelah dalam tertutup dari luar, sehingga tidak bisa bereaksi. Banyaknya 'muka' yang berada dibagian sebelah luar disebut sebagai luas permukaan. Makin luas permukaan zat pereaksi, maka peluang untuk bereaksi akan makin besar sehingga laju reaksinya juga akan makin cepat.

Pengaruh Temperatur terhadap Laju Reaksi

Laju reaksi merupakan fungsi dari tetapan laju reaksi, sedangkan tetapan laju reaksi bergantung terhadap temperatur, hubungan ini dijelaskan melalui persamaan Arrhenius.

Mengapa makin tinggi temperatur, dapat meningkatkan laju reaksi ? Hal ini disebabkan peningkatan temperatur akan mempertinggi gerakan molekul. Semakin banyak molekul yang bergerak dengan kecepatan rata- rata tinggi akan memperbesar peluang terjadinya tumbukan efektif, yaitu tumbukan yang mencapai energi pengaktifan, sehingga laju reaksi akan meningkat. Gambar 3.4 menggambarkan hubungan antara distribusi energi kinetik molekul pada dua temperatur yang berbeda . Nampak bahwa jumlah molekul yang mencapai energi pengaktifan (E_a) pada kondisi T_2 lebih besar dibandingkan dengan pada temperatur T_1 .



Hubungan antara tetapan laju reaksi dengan temperatur

Ketergantungan tetapan laju reaksi (k) pada temperatur dinyatakan sebagai persamaan Arrhenius

$$\ln k / dT = E_a / RT^2 \dots\dots\dots(4.10)$$

$$\text{atau } k = A e^{-E_a/RT}$$

Pengaruh Katalisator Terhadap Laju Reaksi

Peningkatan produk hasil reaksi yang dilakukan melalui peningkatan temperatur, kadang-kadang tidak efektif, karena mungkin saja hasil yang diharapkan tidak stabil pada temperatur tinggi. Beberapa penemuan pada awal abad 19 menunjukkan ada sejumlah reaksi yang kecepatan reaksinya dipengaruhi oleh adanya substansi yang tidak mengalami perubahan sampai akhir proses, contohnya konversi pati menjadi gula yang dipengaruhi oleh asam, atau dekomposisi amoniak dan alkohol dengan adanya logam platinum. Substansi tersebut oleh Berzelius (1836) disebut sebagai katalisator.

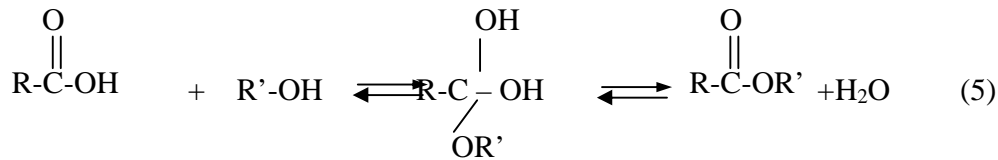
Oswald (1902) mendefinisikan katalis sebagai suatu substansi yang mengubah laju suatu reaksi kimia tanpa terdapat sebagai produk akhir reaksi. Walaupun menurut definisi jumlah katalisator tidak berubah pada akhir reaksi, tetapi tidak berlaku anggapan bahwa katalisator tidak mengawali jalannya reaksi selama reaksi berlangsung. Katalisator akan mengawali penggabungan senyawa kimia, akan terbentuk suatu kompleks antara substansi tersebut dengan katalisator. Kompleksnya yang terbentuk hanya merupakan bentuk hasil antara yang akan terurai kembali menjadi produk reaksi dan molekul katalisator.

Katalisator tidak mengalami perubahan pada akhir reaksi, karena itu tidak memberikan energi ke dalam sistem, tetapi katalis akan memberikan mekanisme reaksi alternatif dengan energi pengaktifan yang lebih rendah dibandingkan dengan reaksi tanpa katalis, sehingga adanya katalis akan meningkatkan laju reaksi. Gambar 4.8. memperlihatkan diagram profil energi dari reaksi tanpa dan dengan katalis. Entalpi reaksi kedua jenis mekanisme tersebut tidaklah berbeda karena keadaan awal dan keadaan akhir reaksi dengan atau tanpa katalis adalah sama.

Mekanisme Reaksi

Mekanisme reaksi adalah serangkaian tahapan reaksi yang terjadi secara berurutan selama proses reaksi pembentukan produk. Beberapa reaksi berlangsung melalui pembentukan zat

antara, sebelum akhirnya diperoleh produk akhir. Sebagai contoh adalah reaksi esterifikasi antara asam karboksilat dan alkohol.



as. Karboksilat alkohol zat antara ester

Sebelum membentuk ester, asam karboksilat dan alkohol membentuk zat antara. Mekanisme reaksi yang mungkin terjadi adalah sesuai dengan pengamatan eksperimen. Setiap tahap dalam mekanisme reaksi mempunyai laju yang berbeda-beda, tahap reaksi yang mempunyai laju paling lambat merupakan penentu laju reaksi.

RANGKUMAN

Laju reaksi dapat dinyatakan sebagai laju pengurangan pereaksi atau penambahan produk untuk satuan waktu. Hukum laju sebanding dengan konsentrasi komponen pereaksi yang menentukan laju reaksi. Sedangkan orde reaksi menyatakan tingkat reaksi yaitu pangkat konsentrasi yang menentukan laju reaksi.

Laju reaksi dipengaruhi oleh banyak faktor, diantaranya konsentrasi pereaksi, luas permukaan pereaksi dan temperatur reaksi dan katalisator. Pada umumnya makin besar konsentrasi pereaksi, akan makin besar pula laju reaksi, demikian pula halnya dengan luas permukaan pereaksi, makin besar luas permukaan zat pereaksi makin cepat pula laju reaksi berlangsung. Ukuran partikel berbanding lurus dengan luas permukaan, makin halus ukuran partikelnya, makin luas permukaan zat tersebut. Meningkatnya konsentrasi maupun luas permukaan zat pereaksi akan menyebabkan peningkatan frekuensi tumbukan efektif (tumbukan yang mencapai energi pengaktifan) yang dapat menghasilkan reaksi, sehingga laju reaksi akan meningkat. Besarnya peningkatan laju reaksi terhadap bertambahnya konsentrasi zat pereaksi bergantung pada orde reaksi pereaksi tersebut.

Peningkatan laju reaksi akibat meningkatnya temperatur dapat dijelaskan dengan adanya peningkatan frekuensi tumbukan efektif yang menghasilkan reaksi. Oksidasi senyawa nitrogen

oksida merupakan contoh peningkatan temperatur akan menurunkan laju reaksi, namun secara umum setiap peningkatan 20 °C akan meningkatkan laju reaksi dua atau tiga kali semula.

Ketergantungan laju reaksi terhadap suhu tergambar melalui ketergantungan tetapan laju (k) terhadap suhu (T). makin tinggi suhu, harga k makin besar. Hubungan ini dinyatakan dalam persamaan Arrhenius $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$. Faktor A disebut sebagai faktor praeksponensial atau faktor frekuensi, sedangkan faktor $e^{-E_a/RT}$ menggambarkan fraksi molekul pereaksi yang memiliki energi yang cukup (E_a) untuk melangsungkan reaksi. Energi minimal yang dibutuhkan oleh molekul untuk bereaksi disebut energi pengaktifan.

DAFTAR PUSTAKA

- Atkins, PW. 1994, *Physical Chemistry*, 5th.ed. Oxford : Oxford University Press
- Arthur A. Frost dan RG. Pearson, 1961. *Kinetics and Mechanism*, 2nd ed. New York : John Willey and Sons Inc
- Crys Fajar P, Heru P, dkk, 2003, *Kimia dasar 2*, Yogyakarta : IMSTEP UNY
- E.M. McCash, (2001). *Surface Chemistry* . Oxford University Press, Oxford
- Endang W Laksono, Isana SYL, 2003, *Kimia Fisika III*, Jakarta : Universitas Terbuka
- Hiskia Achmad, 1992, *Wujud Zat dan Keseimbangan Kimia*. Bandung: Citra Aditya Bakti
- Hiskia Achmad, 1996, *Kimia Larutan*. Bandung, Citra Aditya Bakti
- KH Sugiyarto, 2000, *Kimia Anorganik I*, Yogyakarta : FMIPA UNY
- Laidler, KJ. 1980. *Chemical Kinetics*, 2nd ed. New Delhi : Tata Mc. Graw-Hill Pub. Co
- M. Fogiel, 1992, *The Essentials of Physical Chemistry II*, Nex Jersey : Research and Education Association
- Shriver, DF, Atkins PW, Langford CH, 1990, *Inorganic Chemistry*, Oxford : Oxford University Press