

**MAKALAH PENGABDIAN PADA MASYARAKAT**

**PENGARUH KATALISATOR TERHADAP  
LAJU REAKSI**



**Oleh : Endang Widjianti LFX**

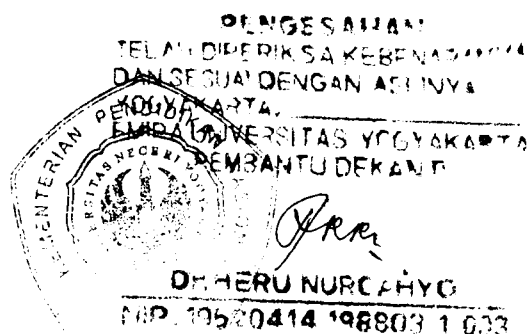
**Makalah ini disampaikan pada kegiatan:**

**Pelatihan tentang Keterampilan Menyiapkan Praktikum Kimia bagi  
Laboran Laboratorium Kimia SMA/MA DIY**

**PADA TANGGAL 20 Agustus 2005**

**FAKULTAS MATEMATIKA DAN ILMU PENGETAHUAN ALAM  
UNIVERSITAS NEGERI YOGYAKARTA**

**2005**



# **PENGARUH KATALISATOR TERHADAP LAJU REAKSI**

Dr. Endang Widjajanti Laksono

Jurdik Kimia FMIPA UNY

## **Pendahuluan**

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 pengubahan dari zat organik (fosil) menjadi minyak bumi, atau proses pengubahan 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.

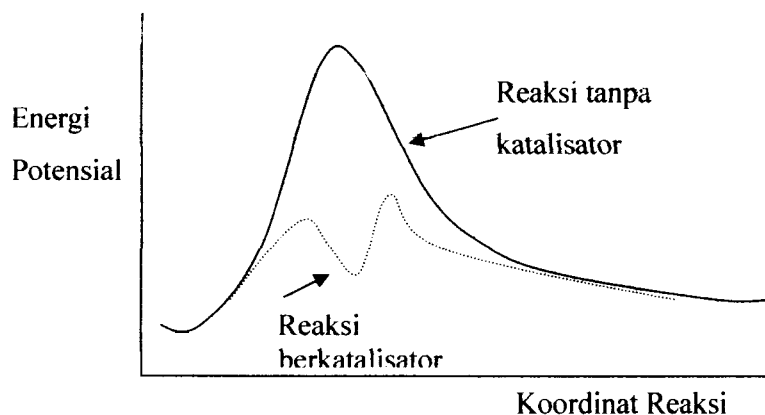
## **Pengaruh Katalisator Terhadap Laju Reaksi**

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.

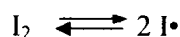


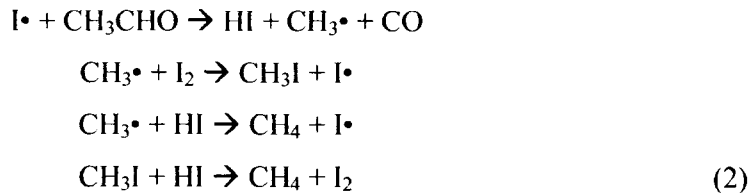
Gambar. 1. Diagram Profil Energi dari Reaksi tanpa dan dengan Katalisator

Sebagai contoh energi pengaktifan dari reaksi dekomposisi termal aset aldehyd :

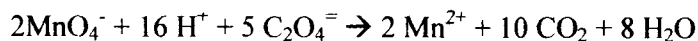


adalah 209,2 kJ / mol, tetapi dengan menambahkan  $\text{I}_2$  sebagai katalis akan menurunkan energi pengaktifan menjadi 135,98 kJ/Mol. Mekanisme reaksi alternatif dengan penambahan  $\text{I}_2$  ke dalam sistem reaksi adalah terbentuknya senyawa antara  $\text{CH}_3\text{I}$  dan  $\text{HI}$ , yang pada akhirnya akan berubah menjadi produk  $\text{CH}_4$  dan  $\text{I}_2$  kembali. Mekanisme reaksi ini secara lengkap adalah :





Berdasarkan jumlah fasa yang terlibat, proses katalitik dapat dibedakan menjadi katalisator homogen dan katalisator heterogen. Katalisator Homogen jika katalisator yang digunakan berfasa sama dengan fasa zat pereaksi, dan disebut Katalisator Heterogen bila reaksi dikatalisis oleh katalisator yang mempunyai fasa berbeda dengan zat pereaksi. Contoh katalis homogen yang banyak digunakan adalah katalisator asam-basa dan katalisator biologis (enzim) dalam reaksi enzimatik. Sedangkan katalisator heterogen banyak digunakan pada reaksi- reaksi permukaan seperti adsorpsi, atau penggunaan logam sebagai katalisator. Contoh reaksi yang menggunakan katalisator homogen adalah reaksi antara  $\text{KMnO}_4$  dan asam oksalat dalam suasana basa yang dikatalisis oleh ion  $\text{Mn}^{2+}$ , persamaan reaksi ionnya adalah



Karena dalam reaksi tersebut dihasilkan juga ion  $\text{Mn}^{2+}$ , dalam reaksi ini ion  $\text{Mn}^{2+}$  merupakan katalisator dan reaksi ini disebut sebagai otokatalis.

Laju reaksi menggunakan katalisator bergantung pada aktivitas katalitiknya, makin tinggi aktivitas katalitiknya, maka laju reaksinya makin cepat. Ada lima jenis aktivitas katalitik yang dikenal, yaitu:

- aktivitasnya bergantung pada konsentrasi dan luas permukaan katalisator
- aktivitasnya hanya spesifik untuk katalisator tertentu
- aktivitasnya bergantung pada bentuk geometri atau orientasi permukaan katalisator
- aktivitasnya memerlukan promotor tertentu, promotor adalah zat yang berfungsi untuk mengaktifkan kerja katalitik dari katalisator.
- aktivitasnya berlangsung baik jika tidak ada inhibitor, inhibitor adalah zat yang menghambat kerja katalisator.

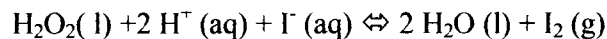
Logam- logam transisi periode pertama dari V sampai Zn umumnya merupakan katalisator bagi reaksi kimia.

## **Jenis- jenis katalisator**

Berdasarkan mekanisme kerjanya, katalisator dibedakan menjadi katalisator asam-basa, katalisator enzim dan katalisator heterogen

### **Katalisator Asam- Basa**

Konsep asam- basa dalam katalisator tidak terbatas pada konsep asam- basa Arrhenius, yaitu asam merupakan senyawa yang dalam pelarut air akan menghasilkan ion  $H^+$  dan basa adalah senyawa yang dalam air akan memiliki ion  $OH^-$ , tetapi juga meliputi konsep asam-basa Bronsted-Lowry dan Lewis. Banyak reaksi yang dikatalisis oleh asam atau basa, contohnya adalah reaksi dekomposisi hidrogen peroksida yang dikatalisis oleh asam sulfat. Makin pekat konsentrasi asam sulfat yang ditambahkan, reaksi akan berlangsung makin cepat. Reaksinya adalah :



### **Katalisator Enzim**

Enzim merupakan katalisator biologis, banyak reaksi- reaksi penting yang dikatalisis oleh enzim, misalnya perubahan karbohidrat atau amilum menjadi glukosa dalam mulut yang dikatalisis oleh enzim ptialin. Enzim merupakan molekul protein dengan bentuk yang karakteristik yang hanya akan mengijinkan molekul- molekul pereaksi tertentu berikatan. Reaksi enzimatik ada yang berlangsung secara homogen, namun ada pula yang berlangsung secara heterogen. Karakteristik enzim adalah pada kespesifikan dan efisiensinya. Dikatakan spesifik karena reaksi hanya berlangsung pada substrat yang spesifik, misalnya enzim urease spesifik untuk reaksi hidrolisis urea. Efisiensi enzim berkaitan dengan kemampuan enzim meningkatkan laju reaksi berlipat ganda, dibandingkan tanpa enzim

### **Katalisator heterogen**

Banyak proses kimia permukaan penting yang dikatalis oleh katalisator heterogen. Umumnya katalisator berada dalam fasa padat sedangkan pereaksi atau reaktan dalam fasa gas atau fasa cair. Logam- logam transisi periode pertama adalah contoh katalisator heterogen yang banyak digunakan dalam proses- proses kimia, logam tersebut dapat berada pada keadaan logam murni maupun oksidasinya.

## **PRAKTIKUM PENGARUH KATALIS TERHADAP LAJU REAKSI**

### **Tujuan Percobaan :**

menyelidiki pengaruh katalis terhadap laju reaksi

### **Dasar Teori**

Katalis didefinisikan sebagai suatu zat yang mempercepat laju reaksi namun katalis tersebut tidak mengalami perubahan kimia. Katalis tidak ditulis pada persamaan reaksi stoikiometri dan konsentrasinya dalam campuran reaksi tidak berubah. Hal ini hanya mungkin jika pada suatu tahap reaksi yang katalisnya ikut bereaksi dan tahap yang lain itu dihasilkan kembali. Oleh karena itu katalis tidak terdapat dalam persamaan reaksi, dan konsentrasinya pun tidak terdapat dalam ungkapan kesetimbangan. Dengan demikian katalis tidak mempengaruhi kedudukan kesetimbangan reaksi. Secara umum katalis akan menurunkan besarnya energi pengaktifan.

### **Alat yang dibutuhkan**

- a. Gelas ukur 100 ml
- b. Pipet tetes
- c. Stopwatch
- d. Pipet volume 2 ml
- e. 2 buah tabung reaksi
- f. Labu takar 50 ml

### **Bahan yang dibutuhkan**

1. Larutan kalium permanganat 0,01 M
2. Larutan asam oksalat 0,05 M
3. Larutan asam sulfat 0,5 M
4. Larutan Mangan (II) Sulfat 0,15 M

### **Cara kerja :**

1. Ambil 2 ml larutan kalium permanganat 0,01 M dan masukkan ke dalam labu takar 50 ml dan encerkan dengan air sampai batas tanda (catatan larutan ini sudah disiapkan)
2. Masukkan ke dalam suatu tabung reaksi zat berikut :  
2 tetes asam oksalat + 2 tetes larutan asam sulfat + 2 tetes larutan  $\text{KmnO}_4$  hasil pengenceran. Jalankan stopwatch tepat saat penambahan kalium permanganat dan hentikan stopwatch saat warna kalium permanganat hilang.

3. Tambahkan ke dalam tabung tersebut 2 tetes larutan encer kalium permanganat lagi dan catat waktunya dari saat penambahan kalium permanganat sampai warna kalium permanganat menghilang
4. Teruskan penambahan kalium permanganat tetes demi tetes sampai warna kalium permanganat hilang dan catat waktunya. Lakukan ini hingga lebih kurang 12 tetes.
5. Kedalam tabung reaksi kedua masukkan berturut- turut :  
2 tetes larutan asam oksalat + 2 tetes larutan asam sulfat + 2 tetes larutan Mn(II) sulfat + 2 tetes larutan encer kalium permanganat. Jalankan stopwatch tepat pada saat kalium permanganat ditambahkan dan hentikan pada saat warna hilang.  
Catat waktunya
6. Lakukan langkah 3 dan 4 pada tabung kedua ini, dan catatlah waktunya

### Hasil dan Pengamatan

Kalium Permanganat		Waktu (detik)	
Penambahan	Total	Tabung 1	Tabung 2 ( + Mn(II) Cl <sub>2</sub> )
+ 2 tetes	2 tetes		
+ 2 tetes	4 tetes		
+ 2 tetes	6 tetes		
+ 2 tetes	8 tetes		
+ 2 tetes	10 tetes		
+ 2 tetes	12 tetes		

Buatlah grafik antara tetes larutan kalium permanganat terhadap waktu hilangnya warna dalam detik

**Kesimpulan hasil pengamatan :**

### Penutup

Efisiensi suatu proses kimia dapat ditingkatkan melalui penambahan katalisator. Katalisator adalah zat yang dapat mempercepat laju reaksi kimia yang pada akhir reaksi didapat dalam keadaan semula. Kemampuan katalisator dalam mempengaruhi laju reaksi dapat dijelaskan melalui terjadinya mekanisme reaksi alternative akibat keterlibatan katalisator. Mekanisme alternative ini membutuhkan energy pengaktifan yang lebih rendah dibandingkan mekanisme reaksi tanpa katalisator.

Katalisator berdasarkan fasa senyawa yang bereaksi dibedakan menjadi katalisator homogen dan katalisator heterogen. Reaksi katalisis asam- basa dan reaksi enzimatik merupakan contoh reaksi homogen , sedangkan reaksi yang dikatalisis oleh

logam merupakan contoh reaksi katalisis heterogen, reaksi banyak dijumpai dalam proses reaksi permukaan.

#### **DAFTAR PUSTAKA**

- Atkins, PW. 1994, *Physical Chemistry*, 5<sup>th</sup>.ed. Oxford : Oxford University Press
- Arthur A. Frost dan RG. Pearson, 1961. *Kinetics and Mechanism*, 2<sup>nd</sup> ed. New York : John Willey and Sons Inc
- Oxtoby DW, Gillis, H.P, Nachtrieb. NH, 2001, **Principles of Modern Chemistry**, 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
- Laidler, KJ. 1980. *Chemical Kinetics*, 2<sup>nd</sup> 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