

Kode KIM.10

Laju Reaksi



BAGIAN PROYEK PENGEMBANGAN KURIKULUM
DIREKTORAT PENDIDIKAN MENENGAH KEJURUAN
DIREKTORAT JENDERAL PENDIDIKAN DASAR DAN MENENGAH
DEPARTEMEN PENDIDIKAN NASIONAL

2004

Kode KIM.10

Laju Reaksi

Penyusun:

Dra. Utiya Azizah, M.Pd.

Editor

Drs. Sukarmin, MPd.

**BAGIAN PROYEK PENGEMBANGAN KURIKULUM
DIREKTORAT PENDIDIKAN MENENGAH KEJURUAN
DIREKTORAT JENDERAL PENDIDIKAN DASAR DAN MENENGAH
DEPARTEMEN PENDIDIKAN NASIONAL
2004**

Kata Pengantar

Puji syukur kami panjatkan ke hadirat Tuhan Yang Maha Esa atas karunia dan hidayah-Nya, kami dapat menyusun bahan ajar modul manual untuk SMK Bidang Adaptif, yakni mata pelajaran Fisika, Kimia dan Matematika. Modul yang disusun ini menggunakan pendekatan pembelajaran berdasarkan kompetensi, sebagai konsekuensi logis dari Kurikulum SMK Edisi 2004 yang menggunakan pendekatan kompetensi (*CBT: Competency Based Training*).

Sumber dan bahan ajar pokok Kurikulum SMK Edisi 2004 adalah modul, baik modul manual maupun interaktif dengan mengacu pada Standar Kompetensi Nasional (SKN) atau standarisasi pada dunia kerja dan industri. Dengan modul ini, diharapkan digunakan sebagai sumber belajar pokok oleh peserta diklat untuk mencapai kompetensi kerja standar yang diharapkan dunia kerja dan industri.

Modul ini disusun melalui beberapa tahapan proses, yakni mulai dari penyiapan materi modul, penyusunan naskah secara tertulis, kemudian disetting dengan bantuan alat-alat komputer, serta divalidasi dan diujicobakan empirik secara terbatas. Validasi dilakukan dengan teknik telaah ahli (*expert-judgment*), sementara ujicoba empirik dilakukan pada beberapa peserta diklat SMK. Harapannya, modul yang telah disusun ini merupakan bahan dan sumber belajar yang berbobot untuk membekali peserta diklat kompetensi kerja yang diharapkan. Namun demikian, karena dinamika perubahan sains dan teknologi di industri begitu cepat terjadi, maka modul ini masih akan selalu dimintakan masukan untuk bahan perbaikan atau direvisi agar supaya selalu relevan dengan kondisi lapangan.

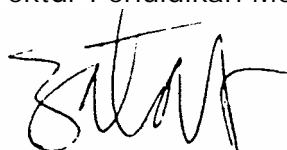
Pekerjaan berat ini dapat terselesaikan, tentu dengan banyaknya dukungan dan bantuan dari berbagai pihak yang perlu diberikan penghargaan dan ucapan terima kasih. Oleh karena itu, dalam kesempatan ini tidak berlebihan bilamana disampaikan rasa terima kasih dan penghargaan yang

sebesar-besarnya kepada berbagai pihak, terutama tim penyusun modul (penulis, editor, tenaga komputerisasi modul, tenaga ahli desain grafis) atas dedikasi, pengorbanan waktu, tenaga, dan pikiran untuk menyelesaikan penyusunan modul ini.

Kami mengharapkan saran dan kritik dari para pakar di bidang psikologi, praktisi dunia usaha dan industri, dan pakar akademik sebagai bahan untuk melakukan peningkatan kualitas modul. Diharapkan para pemakai berpegang pada azas keterlaksanaan, kesesuaian dan fleksibilitas, dengan mengacu pada perkembangan IPTEK pada dunia usaha dan industri dan potensi SMK dan dukungan dunia usaha industri dalam rangka membekali kompetensi yang terstandar pada peserta diklat.

Demikian, semoga modul ini dapat bermanfaat bagi kita semua, khususnya peserta diklat SMK Bidang Adaptif untuk mata pelajaran Matematika, Fisika, Kimia, atau praktisi yang sedang mengembangkan modul pembelajaran untuk SMK.

Jakarta, Desember 2004
a.n. Direktur Jenderal Pendidikan
Dasar dan Menengah
Direktur Pendidikan Menengah Kejuruan,



Dr. Ir. Gatot Hari Priowirjanto, M.Sc.
NIP 130 675 814

Kata Pengantar

Modul Kimia untuk siswa SMK ini disusun dengan mengacu kepada kurikulum SMK Edisi 2004. Modul merupakan salah satu media yang sesuai dan tepat untuk mencapai suatu tujuan tertentu pada setiap pembelajaran. Bagi siswa, selain dapat dipakai sebagai sumber belajar, modul juga dapat dijadikan sebagai pedoman dalam melakukan suatu kegiatan tertentu. Bagi sekolah menengah kejuruan, modul merupakan media informasi yang dirasakan efektif, karena isinya yang singkat, padat informasi, dan mudah dipahami oleh siswa sehingga proses pembelajaran yang tepat guna akan dapat dicapai.

Dalam modul ini akan dipelajari bagaimana laju berlangsungnya reaksi kimia, energi yang berhubungan dengan proses itu, dan mekanisme berlangsungnya proses tersebut. Laju suatu reaksi sangat dipengaruhi beberapa faktor, yaitu sifat dan keadaan zat, konsentrasi, suhu dan katalisator.

Modul ini memiliki fitur yang khas, yaitu di dalam buku terdapat kegiatan-kegiatan yang memungkinkan siswa untuk melakukan aktivitas mental dan fisik. Selain itu modul dilengkapi dengan tugas dan tes formatif pada setiap akhir subbab dan evaluasi pada setiap akhir bab. Pertanyaan-pertanyaan di dalam tugas, tes formatif dan evaluasi diharapkan siswa dapat mencoba dan melatih sendiri untuk menyelesaikannya.

Akhir kata, diharapkan modul ini dapat meringankan tugas guru dalam mengajar. Tak lupa juga kami mengharapkan kritik dan masukan dari para pemakai dan pemerhati buku pelajaran. Semoga modul ini bermanfaat bagi siswa khususnya, dan dapat membuat siswa belajar kimia dengan senang, sehingga dapat meningkatkan kualitas pendidikan di Indonesia.

Surabaya, desember 2004

Penyusun

Utiya Azizah

Daftar Isi

📖	Halaman Sampul.....	i
📖	Halaman Francis.....	ii
📖	Kata Pengantar.....	iii
📖	Kata Pengantar.....	v
📖	Daftar Isi.....	vi
📖	Peta Kedudukan Modul.....	viii
📖	Daftar judul modul.....	ix
📖	Glosary.....	x

I. PENDAHULUAN

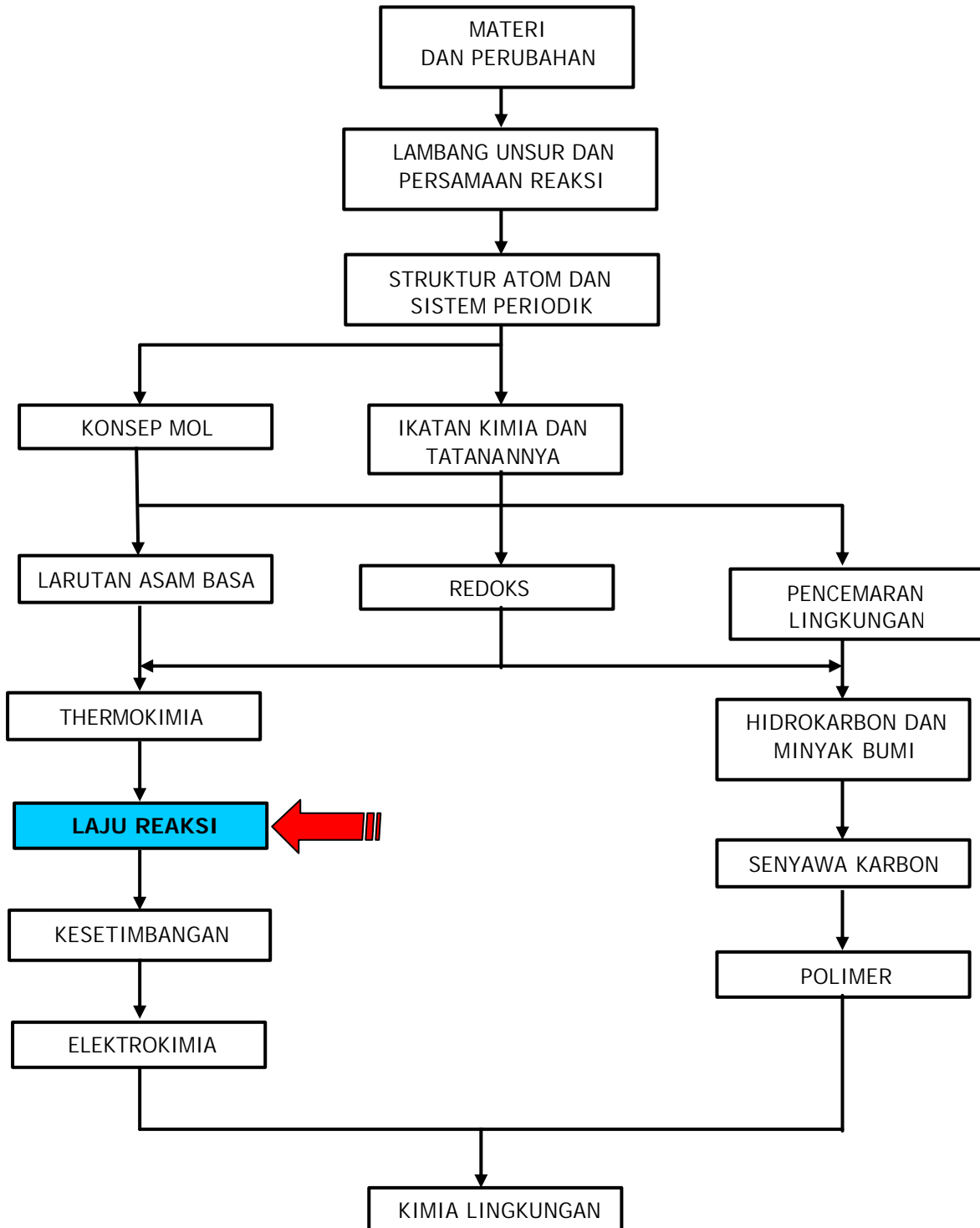
A. Deskripsi.....	1
B. Prasyarat.....	1
C. Petunjuk Penggunaan Modul.....	1
D. Tujuan Akhir.....	2
E. Kompetensi.....	3
F. Cek Kemampuan.....	4

II. PEMBELAJARAN

A. Rencana Belajar Peserta Diklat.....	5
B. Kegiatan Belajar.....	6
1. Kegiatan Belajar 1.....	6
a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran.....	6
b. Uraian Materi.....	6
c. Rangkuman.....	16
d. Tugas.....	16
e. Tes Formatif.....	17
f. Kunci Jawaban.....	19
2. Kegiatan Belajar 2.....	22
a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran.....	22
b. Uraian Materi.....	22
c. Rangkuman.....	34
d. Tugas.....	35
e. Tes Formatif.....	35
f. Kunci Jawaban.....	36
g. Lembar Kerja.....	38

III. EVALUASI	41
A. Tes Tertulis	41
B. Tes Praktek	43
KUNCI JAWABAN	44
A. Tes Tertulis	44
B. Tes Praktek	47
IV. PENUTUP	49
DAFTAR PUSTAKA	50

Peta Kedudukan Modul



Daftar Judul Modul

No.	Kode Modul	Judul Modul
1	KIM. 01	Materi dan Perubahannya
2	KIM. 02	Lambang Unsur dan Persamaan Reaksi
3	KIM. 03	Struktur Atom dan Sistem Periodik Unsur
4	KIM. 04	Konsep Mol
5	KIM. 05	Ikatan Kimia
6	KIM. 06	Larutan Asam Basa
7	KIM. 07	Reaksi Oksidasi dan Reduksi
8	KIM. 08	Pencemaran Lingkungan
9	KIM. 09	Termokimia
10	KIM. 10	Laju Reaksi
11	KIM. 11	Keseimbangan Kimia
12	KIM. 12	Elektrokimia
13	KIM. 13	Hidrokarbon dan Minyak Bumi
14	KIM. 14	Senyawa Karbon
15	KIM. 15	Polimer
16	KIM. 16	Kimia Lingkungan

Glossary

ISTILAH	KETERANGAN
Laju reaksi	Jumlah suatu perubahan dalam reaksi tiap satuan waktu
Orde reaksi	Pangkat dari konsentrasi komponen-komponen dalam persamaan laju reaksi
Energi pengaktifan	Energi minimum yang harus dimiliki oleh partikel pereaksi sehingga menghasilkan tumbukan yang efektif
Kompleks teraktivasi	Suatu keadaan transisi antara pereaksi dan produk
Katalis	Zat yang dapat meningkatkan laju reaksi tanpa dirinya mengalami perubahan kimia secara permanen
Katalisator	Katalis yang berfungsi untuk mempercepat laju reaksi
Inhibitor	Katalis yang berfungsi untuk memperlambat laju reaksi
Katalis homogen	Katalisator yang mempunyai fasa sama dengan zat yang dikatalisis
Katalis heterogen	Katalisator yang mempunyai fasa tidak sama dengan zat yang dikatalisis

BAB I. PENDAHULUAN

A. Deskripsi

Dalam modul ini Anda akan mempelajari laju berlangsungnya reaksi kimia, energi yang berhubungan dengan proses itu, dan mekanisme berlangsungnya proses tersebut. Laju suatu reaksi sangat dipengaruhi beberapa faktor, yaitu sifat dan keadaan zat, konsentrasi, suhu dan katalisator.

B. Prasyarat

Agar dapat mempelajari modul ini Anda harus memahami lambang unsur dan persamaan reaksi, ikatan kimia, konsep mol dan termokimia.

C. Petunjuk Penggunaan Modul

1. Pelajari daftar isi serta skema kedudukan modul dengan cermat dan teliti karena dalam skema modul akan nampak kedudukan modul yang sedang Anda pelajari ini diantara modul-modul yang lain.
2. Perhatikan langkah-langkah dalam melakukan pekerjaan dengan benar untuk mempermudah dalam memahami suatu proses pekerjaan, sehingga diperoleh hasil yang maksimal.
3. Pahami setiap materi teori dasar yang akan menunjang penguasaan suatu pekerjaan dengan membaca secara teliti. Apabila terdapat evaluasi, maka kerjakan evaluasi tersebut sebagai sarana latihan.
4. Jawablah tes formatif dengan jawaban yang singkat dan jelas serta kerjakan sesuai dengan kemampuan Anda setelah mempelajari modul ini.
5. Bila terdapat penugasan, kerjakan tugas tersebut dengan baik dan jika perlu konsultasikan hasil tersebut pada guru/instruktur.
6. Catatlah kesulitan yang Anda dapatkan dalam modul ini untuk ditanyakan pada guru pada saat kegiatan tatap muka. Bacalah referensi yang lain

yang berhubungan dengan materi modul agar Anda mendapatkan pengetahuan tambahan.

D. Tujuan Akhir

Setelah mempelajari modul ini diharapkan anda dapat:

- Menjelaskan pengertian laju reaksi
- Menentukan persamaan laju reaksi
- Menentukan orde laju reaksi
- Menentukan tetapan laju reaksi
- Menjelaskan teori tumbukan

E. Kompetensi

Kompetensi : LAJU REAKSI
 Program Keahlian : Program Adaptif
 Matadiklat/Kode : KIMIA/KIM.10
 Durasi Pembelajaran : 22 jam @ 45 menit

SUB KOMPETENSI	KRITERIA KINERJA	LINGKUP BELAJAR	MATERI POKOK PEMBELAJARAN		
			SIKAP	PENGETAHUAN	KETERAMPILAN
1. Konsep laju reaksi dan orde reaksi	<ul style="list-style-type: none"> ? Menjelaskan pengertian laju reaksi ? Ungkapan laju reaksi dituliskan sesuai ketentuan ? Persamaan laju reaksi dan tingkat reaksi dijelaskan sesuai ketentuan ? Tingkat reaksi persamaan laju reaksi dan tetapan laju reaksi ditentukan berdasarkan data hasil percobaan 	<ul style="list-style-type: none"> ? Pengertian laju reaksi ? Persamaan laju reaksi ? Penentuan orde reaksi ? Tetapan laju reaksi ? Digunakan untuk mendukung materi: <ul style="list-style-type: none"> - Pembuatan kertas - Pembuatan tinta - Fotoreproduksi - Ofset - Sablon 	<ul style="list-style-type: none"> ? Kritis ? Jujur ? Obyektif ? Bekerjasama ? Cermat ? Teliti 	<ul style="list-style-type: none"> ? Pengertian laju reaksi ? Penjelasan orde reaksi ? Pengertian tetapan laju reaksi ? Penjelasan persamaan laju reaksi ? Menghitung laju reaksi 	<ul style="list-style-type: none"> ? Menginterpretasikan data yang berhu-bungan dengan penentuan orde reaksi dan laju reaksi
2. Menjelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi	<ul style="list-style-type: none"> ? Faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi dianalisis melalui percobaan ? Faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi dijelaskan berdasarkan postulat dasar teori tumbukan 	<ul style="list-style-type: none"> ? Teori tumbukan ? Faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi 	<ul style="list-style-type: none"> ? Aktif melakukan percobaan tentang faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi ? Bekerjasama ? Cermat ? Teliti ? Kritis 	<ul style="list-style-type: none"> ? Penjelasan Teori tumbukan ? Penjelasan knsentrasi ? Penjelasan katalis ? Pengertian luas permukaan sentuhan ? Penjelasan faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi 	<ul style="list-style-type: none"> ? Menentukan faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi berdasarkan data percobaan dan teori tumbukan

F. Cek kemampuan

1. Jelaskan pengertian tentang laju reaksi
2. Tentukan persamaan laju reaksi
3. Tentukan orde laju reaksi
4. Tentukan tetapan laju reaksi
5. Jelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi berdasarkan teori tumbukan
6. Jelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi berdasarkan analisis percobaan

BAB II. PEMBELAJARAN

A. RENCANA BELAJAR SISWA

Kompetensi : Laju Reaksi

Sub Kompetensi : Konsep laju reaksi dan faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi

Tuliskan semua jenis kegiatan yang anda lakukan di dalam tabel kegiatan di bawah ini. Jika ada perubahan dari rencana semula, berilah alasannya kemudian mintalah tanda tangan kepada guru atau instruktur anda.

Jenis Kegiatan	Tanggal	Waktu	Tempat Belajar	Alasan perubahan	Tandatangan Guru

B. KEGIATAN BELAJAR

1. Kegiatan Belajar 1

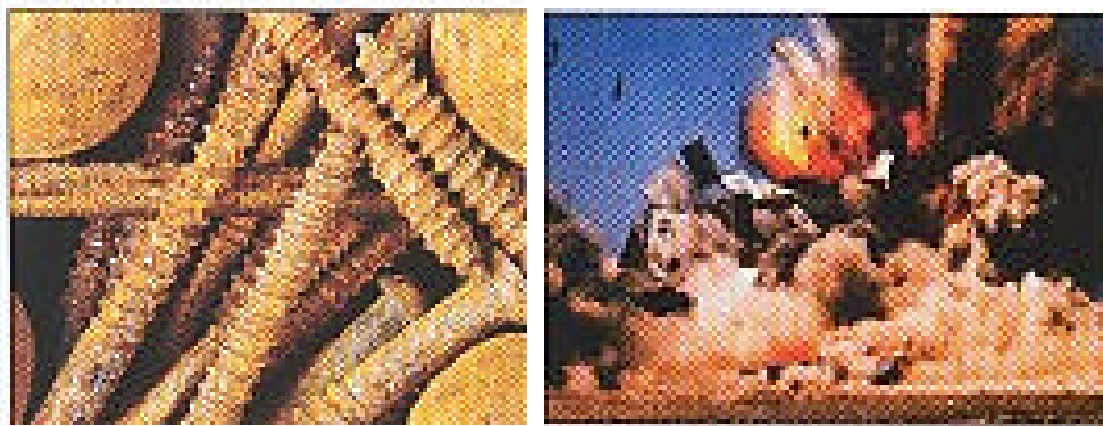
a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran

Setelah mempelajari kegiatan belajar 1, diharapkan anda dapat:

- ✍ Menjelaskan pengertian laju reaksi
- ✍ Mengungkapkan laju reaksi dituliskan sesuai ketentuan
- ✍ Menuliskan persamaan laju reaksi dan tingkat reaksi dijelaskan sesuai ketentuan
- ✍ Menghitung tetapan laju reaksi
- ✍ Menentukan tingkat (orde) reaksi, persamaan laju reaksi, dan tetapan laju reaksi ditentukan berdasarkan data hasil percobaan
- ✍ Menghitung laju reaksi berdasarkan data hasil percobaan

b. Uraian Materi

Reaksi kimia berjalan pada tingkat yang berbeda. Beberapa diantaranya berjalan sangat lambat, misalnya penghancuran kaleng aluminium oleh udara atau penghancuran botol plastik oleh sinar matahari, yang memerlukan waktu bertahun-tahun bahkan berabad-abad. Beberapa reaksi lain berjalan sangat cepat misalnya nitrogliserin yang mudah meledak. Selain itu beberapa reaksi dapat berjalan cepat atau lambat bergantung pada kondisinya, misalnya besi mudah berkarat pada kondisi lembab, tetapi di lingkungan yang kering, misalnya di gurun besi berkarat cukup lambat.



(a)

(b)

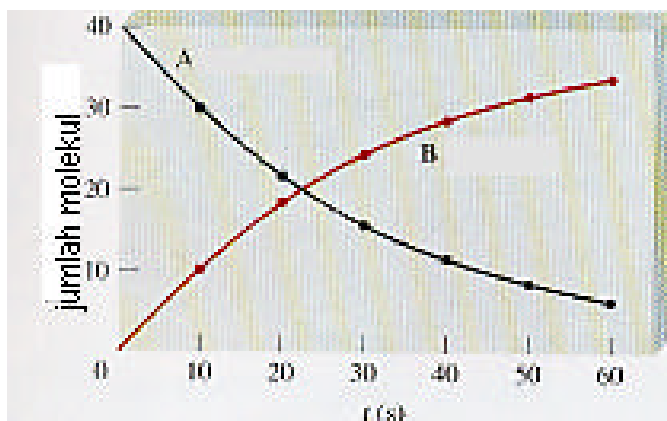
Gambar 1

Perkaratan besi merupakan contoh reaksi lambat (a) sedangkan ledakan merupakan contoh reaksi cepat

Pengertian Laju Reaksi

Laju atau **kecepatan** didefinisikan sebagai jumlah suatu perubahan tiap satuan waktu. Satuan waktu dapat berupa detik, menit, jam, hari atau tahun. Sebagai contoh, seseorang lari dengan kecepatan 10 km/jam. Artinya orang tersebut telah berpindah tempat sejauh 10 km dalam waktu satu jam.

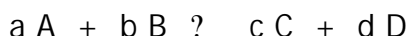
Bagaimanakah cara menyatakan laju dari suatu reaksi? Dalam reaksi kimia, perubahan yang dimaksud adalah perubahan konsentrasi pereaksi atau produk. Seiring dengan bertambahnya waktu reaksi, maka jumlah zat pereaksi akan makin sedikit, sedangkan produk makin banyak. Laju reaksi dinyatakan sebagai laju berkurangnya pereaksi atau laju bertambahnya produk. Satuan konsentrasi yang digunakan adalah molaritas (M) atau mol per liter ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$). Satuan waktu yang digunakan biasanya detik (dt). Sehingga laju reaksi mempunyai satuan mol per liter per detik ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{dt}^{-1}$ atau $\text{M} \cdot \text{dt}^{-1}$).



Gambar 2

Laju reaksi A \approx B, ditunjukkan dengan berkurangnya molekul A dan bertambahnya molekul B dalam satu satuan waktu.

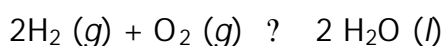
Pendefinisian laju reaksi lebih lanjut dapat kita perhatikan pada persamaan stoikiometri berikut.



Bila laju reaksi diungkapkan sebagai berkurangnya pereaksi A atau B dan bertambahnya produk C atau D tiap satuan waktu, maka persamaan lajunya adalah

$$v = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{\Delta[D]}{\Delta t} \dots\dots\dots(1)$$

Dengan tanda minus (-) menunjukkan konsentrasi pereaksi makin berkurang, tanda positif (+) menunjukkan konsentrasi produk makin bertambah dan Δ menunjukkan perubahan konsentrasi pereaksi atau produk. Sebagai contoh, untuk reaksi:



Laju reaksinya dapat dinyatakan sebagai laju berkurangnya konsentrasi H_2 dan O_2 atau laju bertambahnya H_2O , dan ditulis:

$$v = -\frac{\Delta[H_2]}{\Delta t} = -\frac{\Delta[O_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[H_2O]}{\Delta t}$$

Sesuai dengan persamaan reaksi diatas, setiap 2 mol H_2 yang bereaksi (habis), maka bereaksi pula 1 mol O_2 . Artinya laju berkurangnya H_2 adalah

dua kali laju berkurangnya O_2 . Oleh karena itu, laju reaksi dinyatakan sebagai berikut.

$$-\frac{1}{2} \frac{d[H_2]}{dt} = -\frac{d[O_2]}{dt} \quad \text{atau} \quad -\frac{1}{2} \frac{d[H_2]}{dt} = \frac{d[O_2]}{dt}$$

Dengan demikian dari persamaan diatas diperoleh

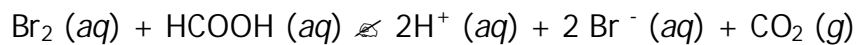
$$-\frac{1}{2} \frac{d[H_2]}{dt} = \frac{d[O_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[H_2O]}{dt}$$

Dengan cara yang sama, persamaan umum (1) dapat berlaku

$$-\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt} \dots\dots(2)$$

Dimensi (satuan) bagi laju reaksi adalah konsentrasi/waktu, sehingga umumnya berlaku satuan laju reaksi = mol/liter. Menit atau satuan lain. Untuk fasa gas, satuan konsentrasi akan lebih tepat bila menggunakan tekanan.

Perhatikan **Gambar 3**, reaksi antara bromin dengan asam formiat yang ditunjukkan dengan persamaan reaksi berikut.



Awal reaksi bromin berwarna coklat kemerahan, lama kelamaan menjadi tidak berwarna.



Gambar 3

Berkurangnya konsentrasi bromin dalam satu satuan waktu yang ditandai dengan hilangnya warna dari coklat kemerahan menjadi tidak berwarna (*dari kiri ke kanan*).

Contoh soal 1

Tulis laju reaksi dari reaksi-reaksi berikut:

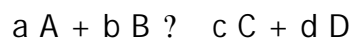
- $I^- (aq) + OCl^- (aq) \rightleftharpoons Cl^- (aq) + OI^- (aq)$
- $3 O_2 (g) \rightleftharpoons 2 O_3 (g)$
- $4 NH_3 (g) + 5 O_2 (g) \rightleftharpoons 4 NO (g) + 6 H_2O (g)$

Penyelesaian

- $v = -\frac{1}{1} \frac{d[I^-]}{dt} = -\frac{1}{1} \frac{d[OCl^-]}{dt} = \frac{1}{1} \frac{d[Cl^-]}{dt} = \frac{1}{1} \frac{d[OI^-]}{dt}$
 - $v = -\frac{1}{3} \frac{d[O_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[O_3]}{dt}$
 - $v = -\frac{1}{4} \frac{d[NH_3]}{dt} = -\frac{1}{5} \frac{d[O_2]}{dt} = \frac{1}{4} \frac{d[NO]}{dt} = \frac{1}{6} \frac{d[H_2O]}{dt}$
-

Persamaan Laju Reaksi

Tujuan dari mempelajari laju reaksi adalah untuk dapat memprediksi laju suatu reaksi. Hal tersebut dapat dilakukan dengan hitungan matematis melalui hukum laju. Sebagai contoh, pada reaksi:



Dimana A dan B adalah pereaksi, C dan D adalah produk dan a,b,c,d adalah koefisien penyetaraan reaksi, maka **hukum lajunya** dapat dituliskan sebagai berikut:

$$\text{Laju reaksi} = k [A]^m [B]^n \dots\dots\dots(3)$$

- dengan,
- k = tetapan laju, dipengaruhi suhu dan katalis (jika ada)
 - m = orde (tingkat) reaksi terhadap pereaksi A
 - n = orde (tingkat) reaksi terhadap pereaksi B
 - [A], [B] = konsentrasi dalam molaritas.

Pangkat m dan n ditentukan dari data eksperimen, biasanya harganya kecil dan tidak selalu sama dengan koefisien a dan b. Semakin besar harga 'k' reaksi akan berlangsung lebih cepat. Kenaikan suhu dan penggunaan katalis umumnya memperbesar harga k. Secara formal hukum laju adalah persamaan yang menyatakan laju reaksi v sebagai fungsi dari konsentrasi semua komponen spesies yang menentukan laju reaksi.

Orde Reaksi

Salah satu faktor yang dapat mempercepat laju reaksi adalah konsentrasi, namun seberapa cepat hal ini terjadi? Menemukan orde reaksi merupakan salah satu cara memperkirakan sejauh mana konsentrasi zat pereaksi mempengaruhi laju reaksi tertentu.

Orde reaksi atau **tingkat reaksi** terhadap suatu komponen merupakan pangkat dari konsentrasi komponen tersebut dalam hukum laju. Sebagai contoh, $v = k [A]^m [B]^n$, bila $m=1$ kita katakan bahwa reaksi tersebut adalah orde pertama terhadap A. Jika $n=3$, reaksi tersebut orde ketiga terhadap B. **Orde total** adalah jumlah orde semua komponen dalam persamaan laju: $n + m + \dots$

Pangkat m dan n ditentukan dari data eksperimen, biasanya harganya kecil dan tidak selalu sama dengan koefisien a dan b. Hal ini berarti, *tidak ada hubungan antara jumlah pereaksi dan koefisien reaksi dengan orde reaksi*. Secara garis besar, beberapa macam orde reaksi diuraikan sebagai berikut:

1. Orde nol

Reaksi dikatakan berorde nol terhadap salah satu pereaksinya apabila perubahan konsentrasi pereaksi tersebut tidak mempengaruhi laju reaksi. Artinya, asalkan terdapat dalam jumlah tertentu, perubahan konsentrasi pereaksi itu tidak mempengaruhi laju reaksi. Bila kita tulis laju reaksinya: $v = \frac{d[A]}{dt} = k[A]^0 = k$

Integrasinya diperoleh: $[A]_t = -kt + [A_0]$

Dengan membuat plot $[A]$ terhadap t akan diperoleh garis lurus dengan kemiringan (*slope*) = $-k$ (**Gambar 4a**).

2. Orde Satu

Suatu reaksi dikatakan berorde satu terhadap salah satu pereaksinya jika laju reaksi berbanding lurus dengan konsentrasi pereaksi itu. Misalkan, konsentrasi pereaksi itu dilipat tiga kali maka laju reaksi akan menjadi 3^1 atau 3 kali lebih besar.

Bila kita tinjau reaksi orde satu berikut: $A \rightarrow \text{produk}$,

maka persamaan lajunya: $v = \frac{d[A]}{dt} = k[A]$

Integrasinya adalah $\ln [A]_t = -kt + \ln[A]_0$

Bila persamaan $\ln [A]_t = -kt + \ln[A]_0$ dibuat grafik $\ln [A]$ lawan t , maka diperoleh garis lurus dengan kemiringan = $-k$, sedang jelajahnya (intersep) = $\ln[A]_0$. (**Gambar 4b**).

3. Orde Dua

Suatu reaksi dikatakan berorde dua terhadap salah satu pereaksi jika laju reaksi merupakan pangkat dua dari konsentrasi pereaksi itu. Apabila konsentrasi zat itu dilipat tiga kali, maka laju reaksi akan menjadi 3^2 atau 9 kali lebih besar.

Misalnya, $A \rightarrow \text{produk}$, maka persamaan lajunya: $v = \frac{d[A]}{dt} = k[A]^2$

Integrasinya adalah: $\frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$

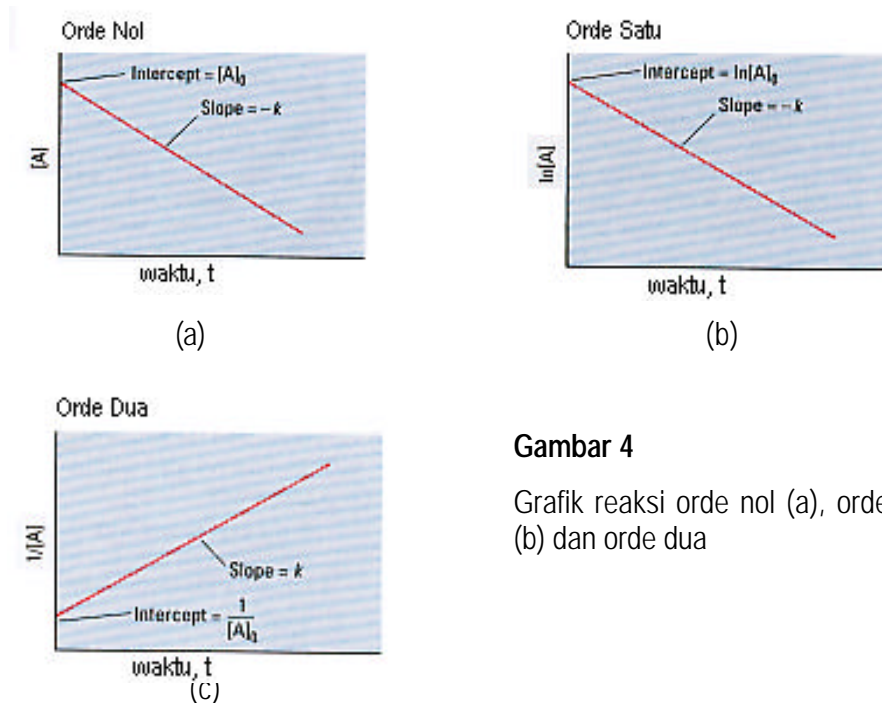
Bila persamaan $\frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$ dibuat grafik $\frac{1}{[A]}$ lawan t , maka diperoleh garis lurus dengan kemiringan = k , sedang jelajahnya

(intersep) = $\frac{1}{[A]_0}$ (**Gambar 4c**).

Uraian di atas, dapat ditabulasikan dalam Tabel 1 berikut.

Tabel 1. Persamaan Laju Integrasi dari Orde 0, 1, dan 2

Orde	Persamaan laju	Hukum laju integrasi	Garis kurva	Slope	Satuan
0	$k [A]^0 = k$	$[A]_t = -kt + [A]_0$	$[A]_t$ vs t	-k	Kons.waktu ⁻¹
1	$k [A]$	$\ln [A]_t = -kt + \ln[A]_0$	$\ln[A]_t$ vs t	-k	Waktu ⁻¹
2	$k [A]^2$	$\frac{1}{[A]_t} = kt + \frac{1}{[A]_0}$	$\frac{1}{[A]_t}$ vs t	k	Kons. ⁻¹ waktu ⁻¹



Gambar 4

Grafik reaksi orde nol (a), orde satu (b) dan orde dua

Penentuan Persamaan Laju Reaksi

Pengaruh konsentrasi terhadap laju reaksi secara kuantitatif hanya dapat diketahui dari hasil eksperimen. Sebagai contoh, penentuan persamaan laju dengan **metode laju awal**. Mari kita perhatikan reaksi antara hidrogen (gas) dengan nitrogen mono oksida (gas) yang secara kinetika dapat diamati dari perubahan tekanan campuran yang berkurang, karena empat molekul pereaksi menghasilkan tiga molekul produk menurut reaksi.



Dari reaksi pada suhu 800°C diperoleh data sebagai berikut:

Tabel 2. Laju reaksi NO dan H₂ pada suhu

Eksperimen	Konsentrasi molar awal		Laju awal
	NO	H ₂	
1	0,006	0,001	0,025
2	0,006	0,002	0,050
3	0,006	0,003	0,075
4	0,001	0,009	0,0063
5	0,002	0,009	0,025
6	0,003	0,009	0,056

Dari data eksperimen 1 dan 2 terlihat, bahwa pada konsentrasi NO konstan (0,006M), jika konsentrasi H₂ dilipat duakan, laju reaksi juga naik dua kali lipat. Bila konsentrasi H₂ dinaikan tiga kali, laju reaksi juga bertambah menjadi tiga kali lipat (eksperimen 1 dan 3). Dengan demikian, perubahan laju semata-mata disebabkan oleh perubahan konsentrasi H₂.

Eksperimen 4, 5, dan 6 menunjukkan bahwa pada konsentrasi H₂ konstan (0,009M), jika konsentrasi NO dinaikan dua kali dan tiga kali lipat, maka laju reaksi naik menjadi empat kali dan sembilan kali lebih besar. Jadi, perubahan laju reaksi semata-mata disebabkan perubahan konsentrasi NO.

Bagaimana cara menentukan persamaan laju reaksi dari data percobaan di atas?

Dari persamaan reaksi: $2\text{H}_2(g) + 2\text{NO}(g) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(g) + \text{N}_2(g)$

dapat ditulis persamaan lajunya sebagai:

$$v = k [\text{H}_2]^x [\text{NO}]^y$$

Orde reaksi terhadap H₂, yaitu x dapat ditentukan dengan membandingkan percobaan 1 dan 2, atau percobaan 2 dan 3, atau percobaan 1 dan 3:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k[0,002][0,006]}{k[0,001][0,006]} = \frac{0,050}{0,025} \Rightarrow 2^x = 2, \text{ maka } x = 1$$

Jadi, laju reaksi sebanding dengan konsentrasi H₂ pangkat satu.

Orde reaksi terhadap NO, yaitu y dapat ditentukan dengan membandingkan percobaan 4 dan 5, atau percobaan 4 dan 6, atau percobaan 5 dan 6:

$$\frac{v_5}{v_4} = \frac{k[0,009][0,002]}{k[0,009][0,001]} = \frac{0,025}{0,0063} \approx 2^x = 4, \text{ maka } x = 2$$

Jadi, laju reaksi sebanding dengan konsentrasi NO pangkat dua.

Secara matematis, persamaan laju reaksi dapat dituliskan:

$$v = k [\text{H}_2][\text{NO}]^2$$

Contoh soal 2

Gas nitrogen monoksida dan gas brom bereaksi pada 0°C menurut persamaan reaksi $2\text{NO} (g) + \text{Br}_2(g) \rightleftharpoons 2\text{NOBr} (g)$

Laju reaksinya diikuti dengan mengukur pertambahan konsentrasi NOBr dan diperoleh data sebagai berikut:

Percobaan ke	[NO] M	[Br ₂] M	Kecepatan awal pembentukan NOBr (M detik ⁻¹)
1	0,1	0,1	$1,2 \times 10^{-3}$
2	0,1	0,2	$2,4 \times 10^{-3}$
3	0,2	0,1	$4,8 \times 10^{-3}$
4	0,3	0,1	$1,08 \times 10^{-4}$

Tentukan:

- Orde reaksi terhadap gas NO
- Orde reaksi terhadap gas Br₂
- Orde reaksi total
- Rumus laju reaksinya
- Tetapan kecepatan laju reaksi

Penyelesaian

a. $v = k \cdot [\text{NO}]^x [\text{Br}_2]^y$

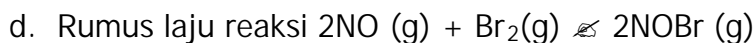
Pada percobaan ke 1 dan 3, $[\text{Br}_2]$ tetap; $2^x = 4 = 2^2 \Rightarrow x = 2$

? orde reaksi terhadap gas NO = 2

b. Pada percobaan ke 1 dan 2, $[\text{NO}]$ tetap; $2^y = 2 \Rightarrow y = 1$

? Orde reaksi terhadap gas $\text{Br}_2 = 1$

c. Orde reaksi total = $2 + 1 = 3$



$$v = k \cdot [\text{NO}]^2 [\text{Br}_2]$$

e. Pada percobaan ke 1

$$v = k \cdot [\text{NO}]^2 [\text{Br}_2]$$

$$k = \frac{v}{[\text{NO}]^2 [\text{Br}_2]} = \frac{1,2 \times 10^{-3}}{(0,1)^2 \cdot 0,1} = \frac{1,2 \times 10^{-3} \text{ M det}^{-1}}{10^{-3} \text{ M}^3} = 1,2 \text{ M}^{-2} \text{ det}^{-1}$$

c. Rangkuman

- ☞ Laju atau kecepatan didefinisikan sebagai jumlah suatu perubahan tiap satuan waktu. Satuan waktu dapat berupa detik, menit, jam, hari atau tahun.
- ☞ Orde reaksi atau tingkat reaksi terhadap suatu komponen merupakan pangkat dari konsentrasi komponen tersebut dalam hukum laju, yang ditentukan melalui percobaan dan tidak dari persamaan reaksinya.
- ☞ Penentuan persamaan laju dalam suatu percobaan, salah satunya dengan menggunakan metode laju awal.

d. Tugas

1. Nyatakan masing-masing perubahan berikut tergolong cepat atau lambat dan jelaskan alasannya.
 - a. Memudarnya warna pakaian
 - b. Pembakaran bahan bakar roket

- c. Proses pematangan buah-buahan
2. Laju reaksi berbanding terbalik dengan waktu, artinya makin besar laju reaksi makin singkat waktu yang diperlukan untuk menuntaskan reaksi. Apakah $\frac{1}{\text{waktu}}$ dapat digunakan sebagai ukuran laju suatu reaksi?
3. Data suatu percobaan dari $2\text{CO} (g) + \text{O}_2 (g) \rightleftharpoons 2 \text{CO}_2 (g)$ adalah sebagai berikut.

Perc.	Konsentrasi Mula-mula		Laju reaksi dalam $\text{Mol L}^{-1} \text{det}^{-1}$
	[CO]	[H ₂]	
1	2×10^{-3}	2×10^{-3}	4×10^{-4}
2	4×10^{-3}	2×10^{-3}	8×10^{-4}
3	6×10^{-3}	2×10^{-3}	12×10^{-4}
4	4×10^{-3}	6×10^{-3}	24×10^{-4}
5	4×10^{-3}	8×10^{-3}	32×10^{-4}

Dari data tersebut, jawablah pertanyaan berikut.

- Tuliskan persamaan laju reaksinya.
- Tentukan orde reaksinya

e. Tes Formatif

- Tuliskan persamaan laju dari reaksi berikut:
 $\text{CH}_4 (g) + 2 \text{O}_2 (g) \rightleftharpoons \text{CO}_2 (g) + 2 \text{H}_2\text{O} (g)$
- Dari persamaan reaksi: $\text{H}_2 (g) + \text{I}_2 (g) \rightleftharpoons 2 \text{HI} (g)$, Tentukan:
 - Persamaan laju reaksi
 - Laju HI (g), bila laju I₂ (g) $0,0037 \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{det}^{-1}$
- Untuk masing-masing reaksi dan hukum lajunya berikut, tentukan orde masing-masing pereaksi dan orde totalnya.
 - $2 \text{H}_2\text{O}_2 (aq) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (l) + \text{O}_2 (g)$ $v = k [\text{H}_2\text{O}_2]$
 - $14 \text{H}_3\text{O}^+ (aq) + 2 \text{HCrO}_4^- (aq) + 6 \text{I}^- (aq) \rightleftharpoons 2 \text{Cr}^{3+} (aq) + 3 \text{I}_2 (aq) + 22 \text{H}_2\text{O} (l)$
 $v = [\text{HCrO}_4^-][\text{I}^-]^2[\text{H}_3\text{O}^+]^2$
- Suatu reaksi dari nitrogen monoksida dengan hidrogen pada temperatur 1280°C adalah
 $2 \text{NO} (g) + 2\text{H}_2 (g) \rightleftharpoons \text{N}_2 (g) + 2 \text{H}_2\text{O} (g)$

berdasarkan reaksi, diperoleh data seperti dalam tabel berikut.

Eksperimen	Konsentrasi molar awal		Laju awal (M/det.)
	NO	H ₂	
1	$5,0 \times 10^{-3}$	$2,0 \times 10^{-3}$	$1,3 \times 10^{-5}$
2	$10,0 \times 10^{-3}$	$2,0 \times 10^{-3}$	$5,0 \times 10^{-5}$
3	$10,0 \times 10^{-3}$	$4,0 \times 10^{-3}$	$10,0 \times 10^{-5}$

Tentukan hukum laju dan hitung konstanta laju

5. Suatu reaksi dari ion peroksida sulfat dengan ion iodida adalah



berdasarkan reaksi, diperoleh data seperti dalam tabel berikut.

Eksperimen	Konsentrasi molar awal		Laju awal (M/s)
	[S ₂ O ₈ ²⁻]	[I ⁻]	
1	0,080	0,034	$2,2 \times 10^{-4}$
2	0,080	0,017	$1,1 \times 10^{-4}$
3	0,160	0,017	$2,2 \times 10^{-4}$

Tentukan hukum laju dan hitung konstanta laju

6. Reaksi $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$, mempunyai persamaan laju reaksi, $v = k [\text{A}]^2 [\text{B}]$

Hitung:

- orde reaksi
- bila konsentrasi A dan B keduanya diperbesar dua kali semula, berapa kali semulakah laju reaksi?

7. Tentukan persamaan laju reaksi dan konstanta laju reaksi, dari percobaan terhadap reaksi: $2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NO} (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$, dan didapat data sebagai berikut.

Perc.	Konsentrasi NO ₂ (mol L ⁻¹)	Laju pembentukan NO (mol L ⁻¹ det ⁻¹)
1	$0,1 \times 10^{-2}$	2
2	$0,3 \times 10^{-2}$	18
3	$0,6 \times 10^{-2}$	72

8. Tentukan persamaan laju reaksi dan konstantan laju reaksi dari percobaan pada reaksi: $P + Q \rightleftharpoons PQ$, dan didapat data sebagai berikut.

Perc.	Konsentrasi awal (mol L ⁻¹)		Laju pembentukan PQ (mol L ⁻¹ det ⁻¹)
	P	Q	
1	0,010	0,020	0,05
2	0,090	0,020	0,15
3	0,190	0,040	0,30

f. Kunci Jawaban

$$1. \quad v = -\frac{d[CH_4]}{dt} = -\frac{1}{2} \frac{d[O_2]}{dt} = \frac{d[CO_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[H_2O]}{dt}$$

$$2. \quad a. \quad v = -\frac{d[H]}{dt} = -\frac{d[I_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[HI]}{dt}$$

- b. Berdasarkan koefisien dalam reaksi, 2 mol HI setara dengan 1 mol I₂.
Sehingga laju pembentukan HI adalah dua kali pembentukan I₂, maka:

$$\begin{aligned} \frac{1}{2} \frac{d[HI]}{dt} &= \frac{d[I_2]}{dt} \quad \Rightarrow \quad \frac{d[HI]}{dt} = 2 \times \frac{d[I_2]}{dt} \\ &= 2 \times 0,0037 \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{det}^{-1} = 0,0074 \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{det}^{-1} \end{aligned}$$

3. a. Orde reaksi terhadap H₂O₂ = 1, orde reaksi total 1
b. Orde reaksi terhadap HCrO₄⁻ = 1, I⁻ = 2 dan H₃O⁺ = 3

Jadi orde reaksi total = 5

4. Berdasarkan tabel pengamatan, eksperimen 1, dan 2 menunjukkan bahwa pada konsentrasi H₂ konstan (2,0 x 10⁻³), jika konsentrasi NO dinaikan dua kali, maka laju reaksi naik menjadi empat kali lebih besar. Jadi laju reaksi sebanding dengan konsentrasi NO pangkat dua.

Dari data eksperimen 2 dan 3 terlihat, bahwa pada konsentrasi NO konstan (10,0 x 10⁻³), jika konsentrasi H₂ dilipat duakan, laju reaksi juga naik dua kali lipat. Dengan demikian laju reaksi sebanding dengan konsentrasi H₂ pangkat satu.

Secara matematis dapat dituliskan: $v = k [NO]^2 [H_2]$

Maka orde reaksi total = 2 + 1 = 3

Konstanta laju dari eksperimen 2

$$k = \frac{5,0 \times 10^{-5} \text{ M / det.}}{(10,0 \times 10^{-3} \text{ M})^2 (2,0 \times 10^{-3} \text{ M})} = 2,5 \times 10^2 / \text{M}^2 \cdot \text{det.}$$

5. Berdasarkan tabel pengamatan, eksperimen 1, dan 2 menunjukkan bahwa pada konsentrasi $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ konstan (0,080), jika konsentrasi I^- diturunkan setengahnya, maka laju reaksi juga turun menjadi setengahnya. Jadi laju reaksi sebanding dengan konsentrasi $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ pangkat satu.

Dari data eksperimen 2 dan 3 terlihat, bahwa pada konsentrasi I^- konstan (0,017), jika konsentrasi $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$ dilipat duakan, laju reaksi juga naik dua kali lipat. Dengan demikian laju reaksi sebanding dengan konsentrasi I^- pangkat satu.

Secara matematis dapat dituliskan: $r = k [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] [\text{I}^-]$

Jadi orde reaksi = 1 + 1 = 2

Konstanta laju dari eksperimen 1

$$k = \frac{2,2 \times 10^{-4} \text{ M / det.}}{(0,080 \text{ M})(0,034 \text{ M})} = 8,1 \times 10^{-2} / \text{M} \cdot \text{det}$$

6. a. Orde reaksi = 2 + 1 = 3
b. $v = k [\text{A}]^2 [\text{B}]$, jika $[\text{A}]' = 2 [\text{A}]$ dan $[\text{B}]' = 2 [\text{B}]$, maka
 $v' = k \times [2\text{A}]^2 [2\text{B}]$
 $= 8 k [\text{A}]^2 [\text{B}]$ atau $v' = 8 v$ (delapan kali semula)

7. Persamaan umum laju reaksi adalah: $v = k [\text{NO}_2]^m$

Dari percobaan 1 dan 2, didapat:

$$\frac{v_2}{v_1} \approx \frac{k[0,3 \times 10^{-22}]}{k[0,1 \times 10^{-22}]} \approx \frac{18}{2} \approx (3)^m = 9, \text{ maka } m = 2$$

dari percobaan 2 dan 3, didapat:

$$\frac{v_3}{v_2} \approx \frac{k[0,6 \times 10^{-22}]}{k[0,3 \times 10^{-22}]} \approx \frac{72}{18} \approx (2)^m = 4, \text{ maka } m = 2$$

Dari kedua pengujian di atas ternyata $v = k [\text{NO}_2]^2$

Untuk mencari nilai k, dimasukkan nilai salah satu percobaan, misalnya percobaan 1, sebagai berikut.

$$k = \frac{v}{[\text{NO}_2]^2} = \frac{2 \text{ mol L}^{-1} \text{ det}^{-1}}{(0,1 \times 10^{-2})^2 \text{ mol L}^{-1}} = 2,0 \times 10^3 \text{ mol}^{-1} \text{ L}^{-1} \text{ det}^{-1}$$

8. Persamaan umum laju reaksi adalah: $v = k [\text{P}]^m [\text{Q}]^n$

Dari percobaan 1 dan 2, didapat:

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k[0,090]^m}{k[0,010]^m} = \frac{0,15}{0,05} \quad \text{↪} \quad (9)^m = 3, \text{ maka } m = \frac{1}{2}$$

dari percobaan 2 dan 3, didapat:

$$\frac{v_3}{v_2} = \frac{k[0,040]^n}{k[0,020]^n} = \frac{0,30}{0,15} \quad \text{↪} \quad (2)^n = 2, \text{ maka } n = 1$$

Dari kedua pengujian di atas ternyata $v = k [\text{P}]^{1/2} [\text{Q}]^1$

Untuk mencari nilai k, dimasukkan nilai salah satu percobaan, misalnya percobaan 2, sebagai berikut.

$$k = \frac{v}{[\text{P}]^{1/2} [\text{Q}]} = \frac{0,15 \text{ mol L}^{-1} \text{ det}^{-1}}{(0,09)^{1/2} (0,02) \text{ mol}^{1,5} \text{ L}^{1,5}} = 0,006 \text{ mol}^{1/2} \text{ L}^{1/2} \text{ det}^{-1}$$

2. Kegiatan Belajar 2

a. Tujuan kegiatan pembelajaran

Setelah mempelajari kegiatan belajar 2, diharapkan Anda dapat:

- ✍ Menjelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi berdasarkan teori tumbukan
- ✍ Menjelaskan tentang pengaruh konsentrasi pereaksi, luas permukaan sentuhan, suhu dan katalis terhadap laju reaksi
- ✍ Menjelaskan mekanisme dari suatu reaksi

b. Uraian materi

Dalam kegiatan belajar 1, kita telah mempelajari tentang pengertian laju reaksi dan kenyataan bahwa dalam kehidupan sehari-hari ada reaksi yang berlangsung sangat cepat dan reaksi yang berlangsung sangat lambat. Permasalahannya sekarang apakah yang menyebabkan cepat lambatnya laju reaksi suatu reaksi? Berikut akan kita pelajari pengaruh beberapa faktor terhadap laju reaksi.

Teori Tumbukan

Pengaruh dari berbagai faktor tersebut terhadap laju reaksi dapat dijelaskan dengan teori tumbukan. Menurut teori ini, reaksi berlangsung sebagai hasil tumbukan antar partikel pereaksi. Akan tetapi, tidaklah setiap tumbukan menghasilkan reaksi, melainkan hanya tumbukan antar partikel yang memiliki energi cukup serta arah tumbukan yang tepat. Jadi laju reaksi akan bergantung pada tiga hal berikut:

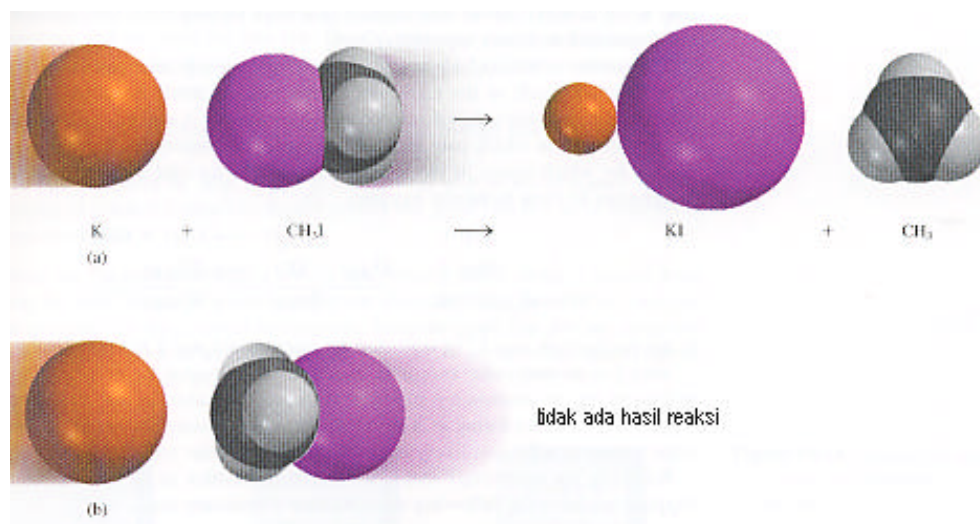
- ? frekuensi tumbukan
- ? freaksi tumbukan yang melibatkan partikel dengan energi cukup
- ? freaksi partikel dengan energi cukup yang bertumbukan dengan arah yang tepat.

Berikut akan diuraikan syarat-syarat terjadinya suatu reaksi, meliputi tumbukan efektif dan energi tumbukan yang cukup.

1. Tumbukan efektif

Tumbukan yang menghasilkan reaksi kita sebut tumbukan efektif. Molekul pereaksi dalam wadahnya selalu bergerak kesegala arah, dan berkemungkinan besar bertumbukan satu sama lain, baik dengan molekul yang sama maupun berbeda. Tumbukan itu dapat memutuskan ikatan dalam molekul pereaksi dan kemudian membentuk ikatan baru yang menghasilkan molekul hasil reaksi.

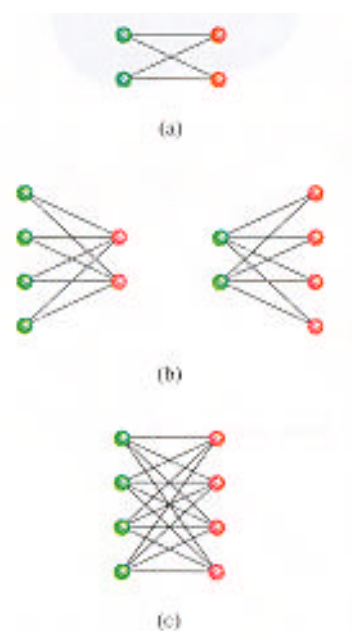
Sebagai contoh, reaksi antara atom kalium (K) dan metil iodida (CH_3I) dengan reaksi berikut: $\text{K} + \text{CH}_3\text{I} \rightarrow \text{KI} + \text{CH}_3$. Maka, tumbukan yang efektif akan terjadi bila keadaan molekul sedemikian rupa sehingga antara atom-atom yang berukuran sama saling bertabrakan (**Gambar 5a**). Sedangkan tumbukan tidak efektif jika yang bertabrakan adalah atom-atom dengan ukuran berbeda (**Gambar 5b**).



Gambar 5

Tumbukan yang efektif terjadi bila atom K bertumbukan dengan atom I, karena ukuran atomnya sama.

Supaya terjadi banyak tumbukan, maka terjadi penambahan molekul pereaksi. Karena dengan bertambahnya molekul pereaksi, dimungkinkan banyak tumbukan efektif yang terjadi untuk menghasilkan molekul hasil reaksi. Kedaaan tersebut divisualisasikan dalam **Gambar 6**



Gambar 6

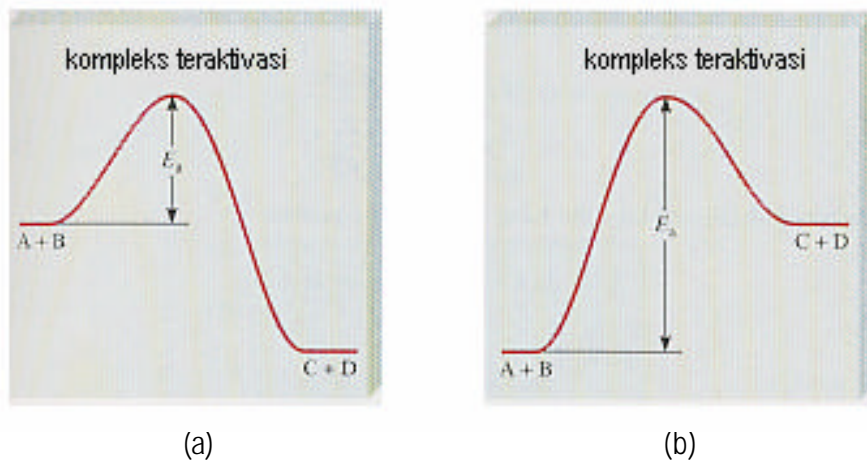
Makin banyak molekul yang bereaksi, makin banyak kemungkinan terjadi tumbukan untuk menghasilkan molekul hasil reaksi

2. Energi Tumbukan yang Cukup

Bila kaca dilempar dengan batu tetapi tidak pecah, berarti energi kinetik batu tidak cukup untuk memecahkan kaca. Demikian pula, bila telah terjadi tabrakan molekul pereaksi, walaupun sudah bertabrakan langsung dengan posisi yang efektif, tetapi ternyata energi kurang tidak akan menimbulkan reaksi. Energi minimum yang harus dimiliki oleh partikel pereaksi sehingga menghasilkan tumbukan efektif disebut **energi pengaktifan** (E_a = energi aktivasi).

Semua reaksi, eksoterm atau endoterm, memerlukan energi pengaktifan. Reaksi yang dapat berlangsung pada suhu rendah berarti memiliki energi pengaktifan yang rendah. Sebaliknya, reaksi yang memiliki energi pengaktifan besar hanya dapat berlangsung pada suhu tinggi.

Energi pengaktifan ditafsirkan sebagai energi penghalang (*barier*) antara pereaksi dan produk. Pereaksi harus didorong sehingga dapat melewati energi penghalang tersebut baru kemudian dapat berubah menjadi produk. Profil diagram energi pada reaksi eksoterm dan endoterm diberikan pada **Gambar 7**.



Gambar 7
Energi pengaktifan untuk reaksi eksoterm (a) dan reaksi endoterm (b)

Menurut hukum mekanika, bahwa energi total (jumlah energi kinetik dan energi potensial) harus konstan. Berdasarkan **Gambar 7**, pada saat terbentuknya ikatan baru (C-D), masih terdapat ikatan lama (A-B). Berarti pada saat itu, terdapat dua ikatan (A-B dan C-D). Keadaan seperti itu hanya sesaat dan tidak stabil, maka keadaan tersebut disebut *keadaan transisi* atau *kompleks teraktivasi* yang mempunyai tingkat energi lebih tinggi daripada keadaan awal.

Terbentuknya ikatan baru (C-D) adalah akibat gaya tarik (energi potensial), dan proses ini akan melepaskan sejumlah energi. Energi tersebut sebagian atau seluruhnya akan dipakai untuk memutuskan ikatan lama (A-B). Selama proses pemutusan, terjadi penurunan tingkat energi sistem, karena terbentuk ikatan baru yang energinya lebih rendah.

Dengan demikian, dalam suatu reaksi terdapat tiga keadaan yaitu keadaan awal (pereaksi), keadaan transisi, dan keadaan akhir (hasil reaksi). Keadaan transisi selalu lebih tinggi daripada dua keadaan yang lain, tetapi keadaan awal dapat lebih tinggi atau lebih rendah daripada keadaan akhir. Bila keadaan awal lebih tinggi, reaksi menghasilkan kalor

atau eksoterm (**Gambar 7a**). Dan bila sebaliknya, reaksi adalah menyerap kalor atau endoterm (**Gambar 7b**).

Faktor-faktor Yang Mempengaruhi Laju Reaksi

Konsentrasi

Telah diuraikan dalam teori tumbukan, perubahan jumlah molekul pereaksi dapat berpengaruh pada laju suatu reaksi. Kita telah tahu bahwa jumlah mol spesi zat terlarut dalam 1 liter larutan dinamakan konsentrasi molar. Bila konsentrasi pereaksi diperbesar dalam suatu reaksi, berarti kerapatannya bertambah dan akan memperbanyak kemungkinan tabrakan sehingga akan mempercepat laju reaksi.

Bila partikel makin banyak, akibatnya lebih banyak kemungkinan partikel saling bertumbukan yang terjadi dalam suatu larutan, sehingga reaksi bertambah cepat. Perhatikan **Gambar 8**, apa yang terjadi bila dalam suatu kolam makin banyak perahu yang berjalan? Pasti akan terjadi banyak kemungkinan saling bertabrakan.

Gambar 8

Makin banyak perahu dalam kolam, makin banyak terjadi tabrakan

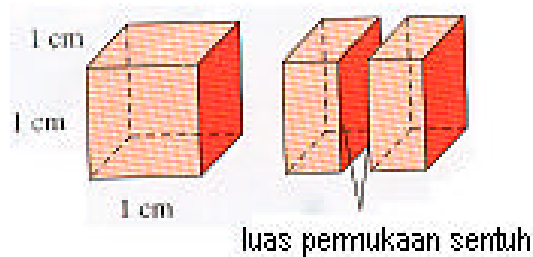


Luas Permukaan Sentuhan

Suatu reaksi mungkin banyak melibatkan pereaksi dalam bentuk padatan. Perhatikan **Gambar 9**, bila kita mempunyai kubus dengan ukuran panjang, lebar dan tinggi masing-masing 1cm. Luas permukaan kubus bagian depan $1 \text{ cm} \times 1 \text{ cm} = 1 \text{ cm}^2$. Luas permukaan bagian belakang, kiri, kanan,

atas dan bawah, masing-masing juga 1 cm^2 . Jadi luas permukaan seluruhnya 6 cm^2 .

Kemudian kubus tersebut kita pecah jadi dua, maka luas permukaan salah satu kubus hasil pecahan tadi adalah $2(1\text{ cm} \times 1\text{ cm}) + 4(0,5\text{ cm} \times 1\text{ cm}) = 4\text{ cm}^2$. Berarti luas dua kubus hasil pecahan adalah 8 cm^2 . Apa yang dapat Anda simpulkan mengenai hal ini? Jadi makin kecil pecahan tersebut, luas permukaannya makin besar.



Gambar 9

Bila kubus 1 cm^3 dipecah menjadi dua, maka luas permukaan sentuh meningkat dua kalinya, dan permukaan sentuh tadi bereaksi dengan cairan atau gas. Hal ini merupakan contoh bagaimana penurunan ukuran partikel dapat memperluas permukaan sentuh zat.

Bagaimana pengaruh ukuran kepingan zat padat terhadap laju reaksi? Misalkan, kita mengamati reaksi antara batu gamping dengan larutan asam klorida (HCl). Percobaan dilakukan sebanyak dua kali, masing-masing dengan ukuran keping batu gamping yang berbeda, sedangkan faktor-faktor lainnya seperti massa batu gamping, volume larutan HCl, konsentrasi larutan HCl dan suhu dibuat sama. Dengan demikian, perubahan laju reaksi semata-mata sebagai akibat perbedaan ukuran kepingan batu gamping (kepingan halus dan kepingan kasar). Dalam hal ini, ukuran keping batu gamping kita sebut **variabel manipulasi**, perubahan laju reaksi (waktu reaksi) disebut **variabel respon**, dan semua faktor lain yang dibuat tetap (sama) disebut **variabel kontrol**.

Mengapa kepingan yang lebih halus bereaksi lebih cepat? Pada campuran pereaksi yang heterogen, reaksi hanya terjadi pada bidang batas campuran yang selanjutnya kita sebut bidang sentuh. Oleh karena itu, makin

luas bidang sentuh makin cepat bereaksi. Jadi makin halus ukuran kepingan zat padat makin luas permukaannya.

Pengaruh luas permukaan banyak diterapkan dalam industri, yaitu dengan menghaluskan terlebih dahulu bahan yang berupa padatan sebelum direaksikan. Ketika kita makan, sangat dianjurkan untuk mengunyah makanan hingga lembut, agar proses reaksi di dalam lambung berlangsung lebih cepat dan penyerapan sari makanan lebih sempurna.

Apa hubungannya dengan tumbukan? Makin luas permukaan gamping, makin luas bidang sentuh dengan asam klorida makin besar, sehingga jumlah tumbukannya juga makin besar. Artinya makin kecil ukuran, makin luas permukaannya, makin banyak tumbukan, makin cepat terjadinya reaksi.

Suhu

Umumnya kenaikan suhu mempercepat reaksi, dan sebaliknya penurunan suhu memperlambat reaksi. Bila kita memasak nasi dengan api besar akan lebih cepat dibandingkan api kecil. Bila kita ingin mengawetkan makanan (misalnya ikan) pasti kita pilih lemari es, mengapa? Karena penurunan suhu memperlambat proses pembusukan.

Laju reaksi kimia bertambah dengan naiknya suhu. Bagaimana hal ini dapat terjadi? Ingat, laju reaksi ditentukan oleh jumlah tumbukan. Jika suhu dinaikkan, maka kalor yang diberikan akan menambah energi kinetik partikel pereaksi. Sehingga pergerakan partikel-partikel pereaksi makin cepat, makin cepat pergerakan partikel akan menyebabkan terjadinya tumbukan antar zat pereaksi makin banyak, sehingga reaksi makin cepat.

Umumnya kenaikan suhu sebesar 10°C menyebabkan kenaikan laju reaksi sebesar dua sampai tiga kali. Kenaikan laju reaksi ini dapat dijelaskan dari gerak molekulnya. Molekul-molekul dalam suatu zat kimia selalu bergerak-gerak. Oleh karena itu, kemungkinan terjadi tabrakan antar molekul yang ada. Tetapi tabrakan itu belum berdampak apa-apa bila energi yang dimiliki oleh molekul-molekul itu tidak cukup untuk menghasilkan tabrakan yang efektif. Kita telah tahu bahwa, energi yang diperlukan untuk

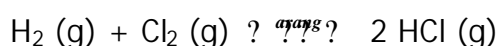
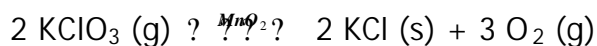
menghasilkan tabrakan yang efektif atau untuk menghasilkan suatu reaksi disebut **energi pengaktifan**.

Energi kinetik molekul-molekul tidak sama. Ada yang besar dan ada yang kecil. Oleh karena itu, pada suhu tertentu ada molekul-molekul yang bertabrakan secara efektif dan ada yang bertabrakan secara tidak efektif. Dengan perkataan lain, ada tabrakan yang menghasilkan reaksi kimia ada yang tidak menghasilkan reaksi kimia. Meningkatkan suhu reaksi berarti menambahkan energi. Energi diserap oleh molekul-molekul sehingga energi kinetik molekul menjadi lebih besar. Akibatnya, molekul-molekul bergerak lebih cepat dan tabrakan dengan dampak benturan yang lebih besar makin sering terjadi. Dengan demikian, benturan antar molekul yang mempunyai energi kinetik yang cukup tinggi itu menyebabkan reaksi kimia juga makin banyak terjadi. Hal ini berarti bahwa laju reaksi makin tinggi.

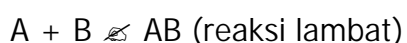
Katalis

Salah satu cara lain untuk mempercepat laju reaksi adalah dengan jalan menurunkan energi pengaktifan suatu reaksi. Hal ini dapat dilakukan dengan menggunakan katalis. **Katalis** adalah zat yang dapat meningkatkan laju reaksi tanpa dirinya mengalami perubahan kimia secara permanen. Katalis dapat bekerja dengan membentuk senyawa antara atau mengabsorpsi zat yang direaksikan.

Suatu reaksi yang menggunakan katalis disebut reaksi katalis dan prosesnya disebut katalisme. Katalis suatu reaksi biasanya dituliskan di atas tanda panah, misalnya.



Secara umum proses suatu reaksi kimia dengan penambahan katalis dapat dijelaskan sebagai berikut. Perhatikan zat A dan zat B yang direaksikan membentuk zat AB dengan zat C sebagai katalis.

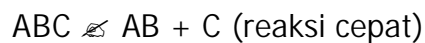


Bila tanpa katalis diperlukan energi pengaktifan yang tinggi dan terbentuknya AB lambat. Namun, dengan adanya katalis C, maka terjadilah reaksi: $A + C \rightleftharpoons AC$ (reaksi cepat).

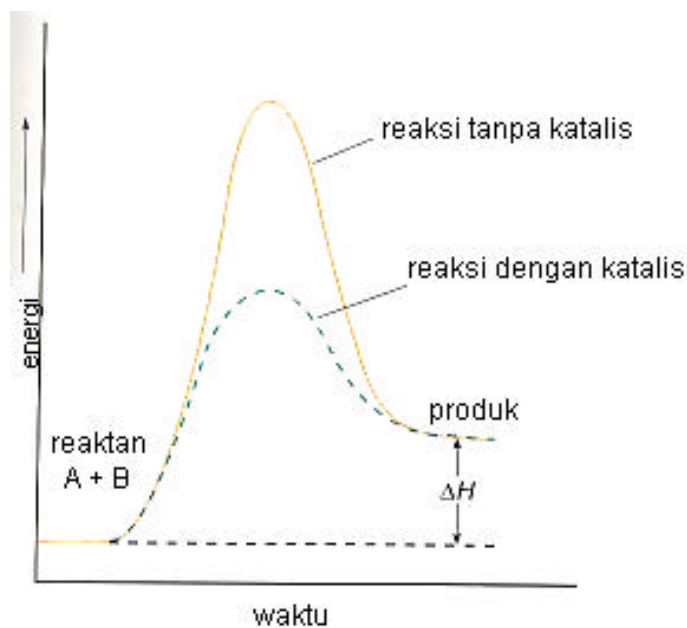
Energi pengaktifan diturunkan, AC terbentuk cepat dan seketika itu juga AC bereaksi dengan B membentuk senyawa ABC.



Energi pengaktifan reaksi ini rendah sehingga dengan cepat terbentuk ABC yang kemudian mengurai menjadi AB dan C.



Energi pengaktifan reaksi zat A dan zat B tanpa dan dengan katalis ditunjukkan dalam **Gambar 10**.



Gambar 10

Katalis menyebabkan energi pengaktifan reaksi lebih rendah

Ada dua macam katalis, yaitu **katalis positif (katalisator)** yang berfungsi mempercepat reaksi, dan **katalis negatif (inhibitor)** yang berfungsi memperlambat laju reaksi. Katalis positif berperan menurunkan

energi pengaktifan, dan membuat orientasi molekul sesuai untuk terjadinya tumbukan.

Sedangkan katalisator dibedakan atas katalisator homogen dan katalisator heterogen.

Katalisator homogen

Katalisator homogen adalah katalisator yang mempunyai fasa sama dengan zat yang dikatalisis. Contohnya adalah besi (III) klorida pada reaksi penguraian hidrogen peroksida menjadi air dan gas oksigen menurut persamaan : $2 \text{H}_2\text{O}_2 (l) \xrightarrow{\text{FeCl}_3} 2 \text{H}_2\text{O} (l) + \text{O}_2 (g)$

Katalisator heterogen

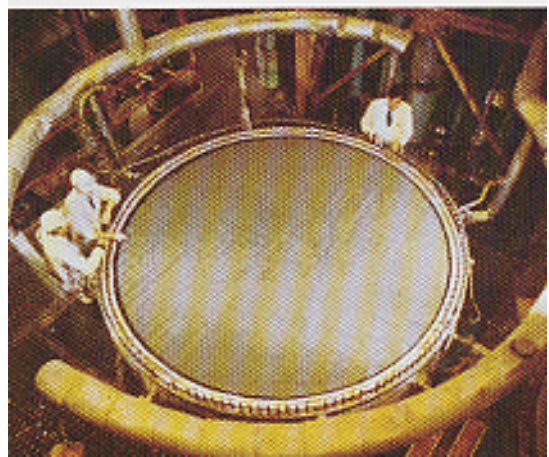
Katalisator heterogen adalah katalisator yang mempunyai fasa tidak sama dengan zat yang dikatalisis. Umumnya katalisator heterogen berupa zat padat. Banyak proses industri yang menggunakan katalisator heterogen, sehingga proses dapat berlangsung lebih cepat dan biaya produksi dapat dikurangi.

Banyak logam yang dapat mengikat cukup banyak molekul-molekul gas pada permukannya, misalnya Ni, Pt, Pd dan V. Gaya tarik menarik antara atom logam dengan molekul gas dapat memperlemah ikatan kovalen pada molekul gas, dan bahkan dapat memutuskan ikatan itu. Akibatnya molekul gas yang teradsorpsi pada permukaan logam ini menjadi lebih reaktif daripada molekul gas yang tidak teradsorpsi. Prinsip ini adalah kerja dari katalis heterogen, yang banyak dimanfaatkan untuk mengkatalisis reaksi-reaksi gas.

Di beberapa negara maju, kendaraan bermotor telah dilengkapi dengan katalis dari oksida logam atau paduan logam pada knalpotnya sehingga dapat mempercepat reaksi antara gas CO dengan udara. Dalam industri banyak dipergunakan nikel atau platina sebagai katalis pada reaksi hidrogenasi terhadap asam lemak tak jenuh.

Gambar 11

Katalis platina, digunakan pada proses Oswald dalam industri asam nitrat, pengubah katalitik pada knalpot kendaraan bermotor



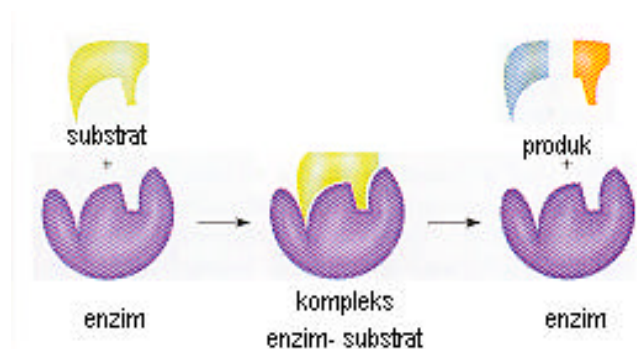
Katalisator enzim

Katalis sangat diperlukan dalam reaksi zat organik, termasuk dalam organisme. Reaksi-reaksi metabolisme dapat berlangsung pada suhu tubuh yang relatif rendah berkat adanya suatu biokatalis yang disebut enzim. Enzim dapat meningkatkan laju reaksi dengan faktor 10^6 hingga 10^{18} , namun hanya untuk reaksi yang spesifik.

Dalam tubuh kita terdapat ribuan jenis enzim karena setiap enzim hanya dapat mengkatalisis satu reaksi spesifik dalam molekul (substrat) tertentu, seperti yang ditunjukkan pada **Gambar 12**.

Gambar 12

Dalam proses katalisis enzim yang digunakan harus sesuai dengan substratnya



Salah satu contoh adalah enzim protease yang dapat digunakan sebagai katalis dalam proses penguraian protein (**Gambar 13**), namun tidak dapat mengkatalisis penguraian skharosa.



Gambar 13

Gelatin dibuat dari buah nanas. Buah nanas mengandung enzim aktif protease yang dapat menguraikan molekul protein dalam gelatin

Mekanisme Reaksi

Beberapa reaksi berlangsung melalui pembetulan zat antara, sebelum diperoleh produk akhir. Reaksi yang demikian berlangsung tahap demi tahap. Mekanisme reaksi ialah serangkaian reaksi tahap demi tahap yang terjadi berturut-turut selama proses perubahan reaktan menjadi produk.

Sebagai contoh, reaksi: $AB + CD \rightleftharpoons AC + BD$

AB dan CD adalah keadaan awal, sedangkan AC dan BD adalah keadaan akhir. Dalam reaksi ini terjadi pemutusan ikatan A-B dan C-D, dan kemudian terbentuk ikatan A-C dan B-D. Proses ini tidak serentak, dapat melalui beberapa tahap, yaitu:

Tahap 1 : $AB \rightleftharpoons A + B$ (cepat)

Tahap 2 : $A + CD \rightleftharpoons ACD$ (lambat)

Tahap 3 : $ACD \rightleftharpoons AC + D$ (cepat)

Tahap 4 : $B + D \rightleftharpoons BD$ (cepat)

Setiap tahap mekanisme reaksi diatas, mempunyai laju tertentu. Tahap yang paling **lambat** (tahap 2) disebut **tahap penentu laju reaksi**, karena tahap ini merupakan penghalang untuk laju reaksi secara keseluruhan.

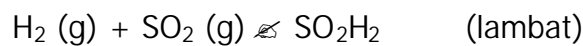
Artinya, tidak ada pengaruh kenaikan laju tahap 1, 3, dan 4 terhadap reaksi total.

Contoh Soal 3

Tentukan persamaan laju reaksi



yang mempunyai tahap:



Penyelesaian

Tahap penentu laju reaksi adalah tahap 1, yang bergantung pada konsentrasi H_2 dan SO_2 , sehingga $v = k [\text{H}_2] [\text{SO}_2]$

c. Rangkuman

- ? Menurut teori tumbukan, reaksi dapat terjadi jika partikel pereaksi saling bertumbukan. Akan tetapi hanya tumbukan antar partikel yang memiliki energi minimum tertentu dan arah yang tepat yang menghasilkan reaksi. Sehingga, kelajuan reaksi bergantung pada: (a) frekuensi tumbukan, (b) freaksi partikel yang memiliki energi minimum tertentu, dan (c) feaksi yang mempunyai arah yang sesuai.
- ? Energi pengaktifan adalah energi minimum yang harus dimiliki oleh partikel pereaksi sehingga menghasilkan tumbukan efektif.
- ? Frekuensi tumbukan dapat diperbesar dengan memperbesar konsentrasi atau memperluas permukaan zat padat.
- ? Freaksi molekul yang mencapai energi pengaktifan dapat ditingkatkan dengan menaikkan suhu.

- ? Katalis adalah zat yang dapat meningkatkan laju reaksi tanpa dirinya mengalami perubahan kimia secara permanen.
- ? Katalisator dapat mempercepat reaksi karena membuat tahap reaksi dengan energi pengaktifan yang lebih rendah.
- ? Mekanisme reaksi adalah serangkaian reaksi tahap demi tahap yang terjadi berturut-turut selama proses perubahan pereaksi menjadi produk.
- ? Setiap tahap dalam mekanisme reaksi berlangsung dengan laju yang berbeda. Laju reaksi keseluruhan ditentukan oleh tahap yang berlangsung paling lambat.

d. Tugas

1. Bagaimana teori tumbukan menjelaskan pengaruh faktor-faktor yang mempercepat laju reaksi?
2. Mengapa luas permukaan sentuhan pereaksi padat dapat mempengaruhi laju reaksi?
3. Jelaskan perbedaan antara katalisator dan inhibitor!
4. Mengapa bila suhu dinaikkan akan menghasilkan energi pengaktifan yang dapat menghasilkan suatu produk reaksi?
5. Jelaskan mengenai mekanisme suatu reaksi dengan menggunakan contoh.

e. Tes Formatif

1. Data percobaan reaksi antara besi dan larutan asam klorida sebagai berikut.

No	Besi 0,2 g	[HCl]
1	Serbuk	3 M
2	Serbuk	2 M
3	1 keping	3 M
4	1 keping	2 M
5	1 keping	1 M

Apa yang dapat Anda simpulkan dari percobaan ini, dalam hal faktor yang mempengaruhi laju dan percobaan mana yang paling cepat.

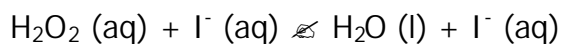
2. Mengapa suhu dapat mempercepat laju reaksi?

3. Jelaskan karakteristik dari katalis pada suatu reaksi kimia!
4. Data hasil percobaan, untuk reaksi: $A + B \rightarrow \text{hasil}$

Perc.	Massa/bentuk zat A	Konsentrasi B (mol. L ⁻¹)	Waktu (detik)	Suhu (°C)
1	5 g serbuk	0,1	2	25
2	5 g larutan	0,1	3	25
3	5 g padat	0,1	5	25
4	5 g larutan	0,2	1,5	30
5	5 g larutan	0,1	1,5	35

Tentukan:

- o Faktor yang mempengaruhi laju reaksi pada percobaan 1 dan 3.
 - o Laju reaksi percobaan 2 dan 5, bila suhu dinaikkan sebesar 10°C.
5. Dari rumus reaksi yang diperoleh dari suatu eksperimen diperoleh bahwa dalam reaksi: $\text{H}_2\text{O}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}^+ (\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{I}_2 (\text{aq})$ terhadap satu tahap lambat yaitu tahap pertama



Tentukan:

- a. Bagaimana rumus kecepatan reaksi itu?
- b. Bagaimana perubahan kecepatan reaksi, bila:
 - Konsentrasi H_2O_2 diperbesar 2 kali?
 - Konsentrasi ion iodida diperbesar 2 kali?
 - Konsentrasi H_2O_2 maupun konsentrasi I^- diperbesar 2 kali?

f. Kunci Jawaban

1. Faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi pada percobaan tersebut adalah luas permukaan sentuhan zat pereaksi (Besi 0,2 g) dan konsentrasi HCl. Dari percobaan, Konsentrasi HCl paling besar dan besi dalam bentuk serbuk merupakan kondisi yang cepat untuk melakukan reaksi adalah percobaan nomor 1.
2. Menaikkan suhu berarti menambah energi, sehingga energi kinetik molekul-molekul akan membesar dan mengakibatkan laju reaksi semakin bertambah.

3. Katalis pada suatu reaksi kimia:
- Menurunkan energi aktivasi reaksi tersebut.
 - Mempercepat pemutusan ikatan antara partikel-partikel dalam suatu zat pereaksi
 - Pada akhir reaksi ditemukan kembali dalam jumlah yang sama.
4. a. Pada percobaan 1 dan 3:
- konsentrasi B sama yaitu $0,1 \text{ mol.L}^{-1}$
 - suhu sama (25°C)
 - perbedaan: bentuk zat A serbuk dan padatan
- Berarti, faktor yang berpengaruh terhadap laju adalah luas permukaan sentuhan.
- b. Pada percobaan 2 dan 5, jika suhunya dinaikkan 10°C (25°C menjadi 35°C) maka dengan konsentrasi yang sama (0,1) laju reaksi menjadi 2x (dari 3 detik menjadi 1,5 detik) atau laju reaksi menjadi 2 x semula.
5. Berdasarkan reaksi diatas:
- ? Tahap lambat adalah tahap penentu kecepatan reaksi, yaitu
- $$\text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) + \text{I}^- (\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{I}^- (\text{aq})$$
- Jadi rumus kecepatan reaksinya adalah $v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2] [\text{I}^-]$
- ? Konsentrasi H_2O_2 diperbesar 2 kali, maka kecepatan reaksinya:
- $$v = k \cdot 2 [\text{H}_2\text{O}_2] [\text{I}^-] = 2v$$
- Jadi laju reaksinya 2 kali semula
- Konsentrasi ion iodida diperbesar 2 kali, maka kecepatan reaksinya:
- $$v = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2] \cdot 2 [\text{I}^-] = 2v$$
- Jadi laju reaksinya 2 kali semula
- Konsentrasi H_2O_2 maupun konsentrasi I^- diperbesar 2 kali, maka kecepatan reaksinya $v = k \cdot 2 [\text{H}_2\text{O}_2] \cdot 2 [\text{I}^-] = 4v$
- Jadi laju reaksinya 4 kali semula

g. Lembar Kerja

Faktor-Faktor Yang Mempengaruhi laju Reaksi

Alat dan Bahan yang diperlukan:

- | | |
|-----------------------|--|
| ? Labu ukur 250 mL | ? HCl 4M, 3M, 2M, dan 1 M |
| ? Stopwatch | ? Butiran Zn |
| ? Gelas kimia 100 mL | ? Na ₂ S ₂ O ₃ 1 M dan 0,15 M |
| ? Gelas ukur 50 mL | ? KI padat |
| ? Pengaduk | ? HgCl ₂ padat |
| ? Mortar dan alu | ? CaCO ₃ (marmer) |
| ? Pipet tetes | ? H ₂ C ₂ O ₄ 0,05M |
| ? Tabung reaksi + rak | ? KMnO ₄ 0,01M |
| ? Penjepit | ? H ₂ SO ₄ 0,5M |
| | ? Balon |

Cara Kerja:

Pengaruh Konsentrasi Terhadap Laju Reaksi

1. Tuangkan ke dalam masing-masing gelas kimia yang ditandai A,B,C, dan D 5 mL natrium tiosulfat 1 M
2. Ke dalam B, C, dan D tambahkan berturut-turut 10 mL, 15 mL dan 25 mL air suling dan guncangkan gelas kimia itu agar terjadi pencampuran yang sempurna.
3. Untuk gelas kimia A tambahkan 5 mL asam klorida 5 M dan kocok. Jalankan stopwatch tepat pada saat larutan asam klorida dituangkan dan hentikan stopwatch itu tepat pada saat kekeruhan timbul.
4. Lakukan hal yang sama dengan gelas kimia B, C dan D.
5. Bandingkan kecepatan pembentukan endapan belerang dan jelaskan hasil-hasil yang dicapai. Catat semua hasil percobaan.

Pengaruh Luas permukaan Sentuhan Terhadap Laju Reaksi

1. isi balon dengan 2 gram marmer butiran dan pasang balon pada labu yang sebelumnya telah diisi dengan 10 mL asam klorida 1 M. Reaksi akan terjadi saat marmer jatuh ke dalam asam klorida.
2. Ukur waktu yang diperlukan saat balon tersebut terisi dengan gas karbon dioksida
3. Lakukan hal yang sama dengan marmer yang telah digerus halus.
4. Bandingkan hasil-hasil pengukuran waktu yang diperoleh dan jelaskan hasil pengamatan Anda serta tuliskan reaksi yang terjadi.

Pengaruh Suhu Terhadap Laju Reaksi

Reaksi antara Kalium Permanganat dan Asam Oksalat

1. Encerkan 10 tetes larutan asam oksalat dengan air hingga menjadi 5 mL (larutan A). Lakukan hal yang sama dengan larutan kalium permanganat (larutan B).
2. dalam suatu tabung reaksi, tuangkan 2 tetes larutan A, 2 tetes larutan asam sulfat 0,5 M dan 1 tetes larutan B. Jalankan stopwatch ketika tetes akhir ini ditambahkan. Ukur waktu yang diperlukan sampai warna larutan hilang.
3. panaskan tabung reaksi yang berisi 2 tetes larutan A dan 2 tetes larutan asam sulfat 0,5 M dalam air mendidih selama 10 detik. Kemudian tambahkan 1 tetes larutan B dan catat waktu yang diperlukan sampai warna larutan hilang.
4. Tuliskan reaksi yang terjadi dan jelaskan hasil pengamatan yang Anda peroleh.

Reaksi antara Natrium Tiosulfat dan Asam Klorida

1. Buat tanda hitam pada sehelai kertas putih dan tempatkan tabung reaksi di atas tanda tersebut.

2. Ke dalam tabung reaksi tersebut masukkan 2 tetes larutan natrium tiosulfat 0,15 M dan 2 tetes larutan asam klorida 3 M. Ukur waktu yang diperlukan untuk mengaburkan tanda hitam tersebut.
3. Pada tabung reaksi masukkan 2 tetes larutan natrium tiosulfat dan panaskan tabung dalam air mendidih selama 10 detik. Kemudian letakkan di atas tanda hitam tadi dan tambahkan 2 tetes asam klorida, catat waktu yang diperlukan untuk mengaburkan tanda hitam tersebut.
4. Catat semua hasil yang diperoleh dan jelaskan.

Pengaruh Katalis Terhadap Laju Reaksi

1. Ambil 10 tetes larutan KMnO_4 dan encerkan dengan air sampai volume 10 mL.
2. Siapkan tabung reaksi dan masukkan larutan berikut: 2 tetes asam oksalat + 2 tetes asam sulfat + 1 tetes larutan encer kalium permanganat. Jalankan stopwatch tepat saat penambahan kalium permanganat dan hentikan pada saat warna kalium permanganat hilang. Catat waktu yang diperlukan!
3. Lanjutkan penambahan tetesan larutan encer kalium permanganat sampai warna permanganat menghilang segera.
4. Ke dalam tabung reaksi yang lain, masukkan berturut-turut: 2 tetes asam oksalat + 2 tetes asam sulfat + 1 tetes mangan (II) sulfat + 1 tetes larutan encer kalium permanganat sampai warna permanganat hilang.

Analisis dan Simpulan:

1. Buatlah reaksi-reaksi yang terjadi pada masing-masing percobaan.
2. Identifikasi variabel-variabel percobaan (variabel manipulasi, variabel respon dan variabel kontrol) pada masing-masing percobaan.
3. Buatlah simpulan pada masing-masing percobaan yang telah Anda lakukan.

BAB III. EVALUASI

A. Tes Tertulis

1. Tulis laju reaksi dari reaksi-reaksi berikut:
 - a. $\text{H}_2 (\text{g}) + \text{I}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{HI} (\text{g})$
 - b. $2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{g})$
 - c. $5 \text{Br}^- (\text{aq}) + \text{BrO}_3^- (\text{aq}) + 6 \text{H}^+ (\text{aq}) \rightleftharpoons 3 \text{Br}_2 (\text{aq}) + 3 \text{H}_2\text{O} (\text{l})$
2. Suatu reaksi antara F_2 dan ClO_2 , mempunyai persamaan reaksi sebagai berikut: $\text{F}_2 (\text{g}) + 2\text{ClO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{FClO}_2 (\text{g})$, dan diperoleh data seperti dalam tabel berikut.

Eksperimen	Konsentrasi molar awal		Laju awal (M/s)
	F_2 (M)	ClO_2 (M)	
1	0,10	0,010	$1,2 \times 10^{-3}$
2	0,10	0,040	$4,8 \times 10^{-3}$
3	0,20	0,010	$2,4 \times 10^{-3}$

Tentukan:

- a. Hukum laju
 - b. Konstanta laju
 - c. Laju reaksi, bila $[\text{F}_2] = 0,010 \text{ M}$ dan $[\text{ClO}_2] = 0,020 \text{ M}$
3. Suatu reaksi dari X dan Y, mempunyai persamaan reaksi sebagai berikut: $\text{X} + \text{Y} \rightleftharpoons \text{XY}$, dan diperoleh data pada temperatur 360 K, seperti dalam tabel berikut.

Eksperimen	Konsentrasi molar awal		Laju awal (M/s)
	[X]	[Y]	
1	0,10	0,50	0,147
2	0,20	0,30	0,127
3	0,40	0,60	4,064
4	0,20	0,60	1,016
5	0,40	0,30	0,508

Tentukan:

- a. Orde reaksi
 - b. Tentukan laju awal, bila $[X] = 0,30 \text{ M}$ dan $[Y] = 0,40 \text{ M}$
4. Dari persamaan reaksi: $2 \text{ N}_2\text{O}_5 (\text{g}) \rightleftharpoons 4 \text{ NO}_2 (\text{g}) + \text{ O}_2 (\text{g})$, tunjukkan
- a. Laju persamaan reaksi
 - b. Laju $\text{NO}_2 (\text{g})$, bila laju $\text{O}_2 (\text{g})$ $0,023 \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{det}^{-1}$
5. Berapa orde reaksi dari reaksi $\text{P} + \text{Q} \rightleftharpoons \text{R}$, diperoleh data:

Eksperimen	Konsentrasi molar		Laju reaksi (M/s)
	[P]	[Q]	
1	$1,2 \times 10^{-2}$	$3,2 \times 10^{-2}$	$1,4 \times 10^{-1}$
2	$6,0 \times 10^{-3}$	$1,6 \times 10^{-2}$	$3,5 \times 10^{-2}$
3	$1,2 \times 10^{-2}$	$1,6 \times 10^{-2}$	$7,0 \times 10^{-2}$

6. Reaksi akan berlangsung 3 kali lebih cepat dari semula setiap kenaikan 20°C . Pada suhu 30°C suatu reaksi berlangsung 3 menit. Berapa menitkah reaksi dapat berlangsung pada suhu 70°C ?
7. Untuk reaksi: $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons$ hasil ternyata:
- Bila konsentrasi awal A dinaikkan jadi dua kali, pada konsentrasi B tetap, laju reaksi dua kali lebih besar.
 - Bila konsentrasi awal A dan B masing-masing dinaikkan dua kali, laju reaksi jadi delapan kali lebih besar.

Bagaimana rumus laju reaksinya?

8. Suatu reaksi mempunyai ungkapan laju reaksi $v = k [\text{P}]^2 [\text{Q}]$. Bila konsentrasi masing-masing pereaksi diperbesar 3 kali, berapakah peningkatan laju reaksinya?
9. Nitrogen oksida, NO bereaksi dengan hidrogen membentuk dinitrogen oksida dan uap air dengan reaksi: $2 \text{ NO} (\text{g}) + \text{ H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{ N}_2\text{O} (\text{g}) + \text{ H}_2\text{O} (\text{g})$
Dari reaksi tersebut didapatkan persamaan lajunya, $v = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$.

Tentukan:

- a. Harga satuan tetapan laju, bila $[\text{NO}] = 6,4 \times 10^{-3} \text{ M}$ dan $[\text{H}_2] = 2,2 \times 10^{-3} \text{ M}$ dan laju reaksinya $= 2,6 \times 10^{-5} \text{ M/det}$.
- b. Laju reaksi jika konsentrasi NO dan H_2 masing-masing $0,5 \text{ M}$

10. Persamaan laju reaksi $A + B \rightarrow AB$ adalah $v = k [A]^2 [B]$. Jika konsentrasi masing-masing dinaikkan dua kali, maka tentukan peningkatan laju reaksinya?

B. Tes Praktek

1. Rancanglah suatu eksperimen untuk membuktikan bahwa konsentrasi, suhu dan luas permukaan sentuhan mempengaruhi laju reaksi, dengan menggunakan larutan HCl dan seng (Zn).

KUNCI JAWABAN

A. Tes Tertulis

1. Persamaan laju reaksi:

$$c. \quad v = \frac{1}{2} \frac{d[H_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[I_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[HI]}{dt}$$

$$d. \quad v = \frac{1}{2} \frac{d[H_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[O_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[H_2O]}{dt}$$

$$e. \quad v = \frac{1}{5} \frac{d[Br^2]}{dt} = \frac{1}{3} \frac{d[BrO_3^2]}{dt} = \frac{1}{6} \frac{d[H^+]}{dt} = \frac{1}{3} \frac{d[Br_2]}{dt} = \frac{1}{3} \frac{d[H_2O]}{dt}$$

2. Berdasarkan data-data percobaan, didapat:

$$a. \quad v = k \cdot [F_2]^x [ClO_2]^y$$

Pada percobaan ke 1 dan 3, $[ClO_2]$ tetap; $2^x = 2 \Rightarrow x = 1$

\Rightarrow orde reaksi terhadap gas $F_2 = 1$

Pada percobaan ke 1 dan 2, $[F_2]$ tetap; $4^y = 4 \Rightarrow y = 1$

\Rightarrow Orde reaksi terhadap gas $ClO_2 = 1$

Orde reaksi total = $1 + 1 = 2$

Rumus laju reaksi $F_2(g) + 2ClO_2(g) \rightarrow 2FCIO_2(g)$

$$v = k \cdot [F_2] [ClO_2]$$

b. Pada percobaan ke 1

$$v = k \cdot [F_2] [ClO_2]$$

$$k = \frac{v}{[F_2][ClO_2]} = \frac{1,2 \times 10^{-3}}{(0,10)(0,010)} = \frac{1,2 \times 10^{-3} \text{ Ms}^{-1}}{10^{-3} \text{ M}^2} = 1,2 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

c. Laju reaksi, bila $[F_2] = 0,010 \text{ M}$ dan $[ClO_2] = 0,020 \text{ M}$

$$v = k \cdot [F_2] [ClO_2]$$

$$v = 1,2 \text{ /M.s} \cdot (0,010 \text{ M}) (0,020 \text{ M}) = 2,4 \times 10^{-4} \text{ M/s}$$

3. Berdasarkan data-data percobaan, didapat:

$$a. \quad v = k \cdot [X]^x [Y]^y$$

Pada percobaan ke 2 dan 5, $[Y]$ tetap; $2^x = 4 = 2^2 \Rightarrow x = 2$

? orde reaksi terhadap X = 2

Pada percobaan ke 2 dan 4, [X] tetap; $2^y = 8 = 2^3 \Rightarrow y = 3$

? Orde reaksi terhadap Y = 3

Orde reaksi total = 2 + 3 = 5

Rumus laju reaksi X + Y \rightarrow XY

$$v = k \cdot [X]^2 [Y]^3$$

b. Laju awal reaksi, bila [X] = 0,30 M dan [Y] = 0,40 M

$$v = k \cdot [X] [Y]$$

Pada percobaan ke 1

$$v = k \cdot [X] [Y]$$

$$k = \frac{v}{[X][Y]} = \frac{0,147}{(0,10)(0,50)} = \frac{0,147 \text{ Ms}^{-1}}{0,05 \text{ M}^2} = 2,94 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

$$v = 2,94 \text{ /M.s} \cdot (0,30 \text{ M}) (0,40 \text{ M}) = 0,352 \text{ M/s}$$

4. a. $v = \frac{1}{2} \frac{d[N_2O_5]}{dt} = \frac{1}{4} \frac{d[NO_2]}{dt} = \frac{d[O_2]}{dt}$

b. Berdasarkan koefisien, 4 mol NO₂ setara dengan 1 mol O₂.

Sehingga laju pembentukan NO₂ adalah empat kali pembentukan O₂, maka.

$$\frac{1}{4} \frac{d[NO_2]}{dt} = \frac{d[O_2]}{dt} \Rightarrow \frac{d[NO_2]}{dt} = 4x \frac{d[O_2]}{dt}$$
$$= 4 \times 0,023 \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{det}^{-1} = 0,092 \text{ mol L}^{-1} \cdot \text{det}^{-1}$$

5. Bila persamaan laju $v = k \cdot [P]^m [Q]^n$, maka:

Untuk mencari orde [Q] lihat percobaan no. 1 dan 3 pada [P] yang sama

$$\frac{v_3}{v_1} = \frac{k[1,6 \times 10^{22}]}{k[3,2 \times 10^{22}]} = \frac{7 \times 10^{22}}{1,4 \times 10^{21}} \Rightarrow (2)^n = 2, \text{ maka } n = 1$$

Untuk mencari orde [P] lihat persamaan 2 dan 3 pada [Q] yang sama

$$\frac{v_3}{v_2} = \frac{k[1,2 \times 10^{22}]}{k[6 \times 10^{23}]} = \frac{7 \times 10^{22}}{3,5 \times 10^{22}} \Rightarrow (2)^m = 2, \text{ maka } m = 1$$

6. $v = \frac{1}{t} = \frac{1}{v}$, maka $t = \frac{1}{v}$ n = kelipatan kenaikan suhu 20°C

$$t = 70^{\circ}\text{C} \quad n = 2 \quad ; \quad t_0 = 30^{\circ}\text{C} \quad n = 0$$

$$t = \frac{21}{3} \times 3 \text{ menit} = \frac{21}{3} \times 3 \text{ menit} = \frac{1}{3} \text{ menit}$$

7. Reaksi: $A + B \rightarrow \text{hasil}$

Laju reaksi berbanding langsung dengan hasil perkalian konsentrasi zat yang bereaksi.

- Jika [B] tetap, maka penambahan [A] menyebabkan penambahan laju reaksi yang sebanding, artinya jika [A] laju reaksi = 2 x lebih besar.

$$V = k [A]^2, \text{ jika [B] tetap}$$

- Jika [A] tetap, [B] = 2; [B] laju reaksi = $k'[B]^2$

Pada awal [A] = 2 [A]; [B] = 2 ; [B] laju reaksinya = 8 x lebih besar, berarti laju reaksi $v = k' [A] [B]^2$

8. $v = k [P]^2 [Q]$

$$v = [3]^2 [3]^1 \quad \rightarrow \quad v = 9 \times 3 = 27 \text{ kali}$$

9. Dari persamaan laju $v = k [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$.

$$\text{a. } k = \frac{2,6 \times 10^{-25}}{(6,4 \times 10^{-23})(2,2 \times 10^{-23})} = 288,5 \text{ M}^{-2} \cdot \text{det}^{-1}$$

$$\begin{aligned} \text{b. Persamaan laju reaksi: } v &= 288,5 (\text{NO})^2 [\text{H}_2] \\ &= 288,5 (0,5)^2 (0,5) = 36,06 \text{ M} \cdot \text{det}^{-1} \end{aligned}$$

10. $v = k [A]^2 [B]$

$$= k \{2 [A]\}^2 \{[B]\}$$

$$= k 4 [A]^2 2 [B]$$

$$= 8 k [A]^2 [B]$$

Jadi laju reaksi lebih cepat 8x dari semula.

B. Tes Praktek

Nama Siswa :
 No. Absen :
 Program Keahlian :

PEDOMAN PENILAIAN

No	Aspek Penilaian	Skor Maks.	Skor Perolehan	Keterangan
1.	Perencanaan a. Persiapan alat dan bahan b. Hasil rancangan eksperimen			
	Sub Total			
2.	Merancang eksperimen a. Rancangan percobaan yang dibuat dapat menguji prediksi b. Rumusan masalah menjelaskan kebutuhan eksperimen c. Metode dan prosedur yang digunakan dalam eksperimen mengikuti urutan tertentu d. Prosedur eksperimen jelas dan komunikatif e. Rancangan tersebut memungkinkan variabel respon dapat diukur dengan tepat. f. Bahasa yang digunakan komunikatif g. Disertai dengan aturan kebersihan dan penanganan keselamatan kerja			
	Sub Total			
3.	Menggunakan Stopwatch a. Stopwatch telah dinolkan sebelum digunakan (dikalibrasi) b. Stopwatch dihidupkan tepat pada saat terjadi reaksi kimia c. Stopwatec dimatikan tepat saat reaksi kimia berhenti d. Menyebutkan satuan waktu dengan benar			
	Sub Total			
4.	Menggunakan Gelas Ukur a. Skala gelas ukur menghadap siswa b. Saat volume larutan yang			

	<p>dima-sukkan akan mencapai tanda batas, dihentikan.</p> <p>c. Menggunakan botol semprot atau pipet tetes untuk menambah air sehingga mencapai tanda batas</p> <p>d. Membaca skala berdasarkan meniskus dan garis penglihatan lurus pada skala</p> <p>e. Batas bawah/atas larutan tepat pada skala</p>			
	Sub Total			
5.	<p>Sikap/Etos kerja</p> <p>a. Tanggung jawab</p> <p>b. Ketelitian</p> <p>c. Inisiatif</p> <p>d. Kemandirian</p>			
	Sub Total			
6.	<p>Laporan</p> <p>a. Sistematika penyusunan laporan</p> <p>b. Kelengkapan bukti fisik</p>			
	Sub Total			
	Total			

BAB IV. PENUTUP

Setelah menyelesaikan modul ini, Anda berhak untuk mengikuti tes praktek untuk menguji kompetensi yang telah Anda pelajari. Apabila Anda dinyatakan memenuhi syarat kelulusan dari hasil evaluasi dalam modul ini, maka Anda berhak untuk melanjutkan ke topik/modul berikutnya.

Mintalah pada guru untuk melakukan uji kompetensi dengan sistem penilaian yang dilakukan langsung oleh pihak industri atau asosiasi yang berkompeten apabila Anda telah menyelesaikan seluruh evaluasi dari setiap modul, maka hasil yang berupa nilai dari guru atau berupa portofolio dapat dijadikan bahan verifikasi oleh pihak industri atau asosiasi profesi. Kemudian selanjutnya hasil tersebut dapat dijadikan sebagai penentu standar pemenuhan kompetensi dan bila memenuhi syarat Anda berhak mendapatkan sertifikat kompetensi yang dikeluarkan oleh dunia industri atau asosiasi profesi.

DAFTAR PUSTAKA

- Chang, Raymond. 2003. *General Chemistry: The Essential Concepts*. Third Edition. Boston: Mc Graw-Hill.
- Goldberg, David E. 2004. *Fundamentals of Chemistry*. Fourth Edition. New York The McGraw – Hill Companies, Inc.
- Heyworth, Rex. 1990. *Chemistry A New Approach*. Hongkong: Macmillan Publishers (HK) Limited.
- Hill, John W., and Kolb, Doris K. 1998. *Chemistry for Changing Times*. Eighth Edition. London: Prentice Hall International (UK) Limited.
- Hill, John W., Baum, Stuart J., Feigl, Dorothy M. 1997. *Chemistry and Life*. Fifth Edition. London: Prentice Hall International (UK) Limited.
- Kelter, Paul B., Carr, James D., and Scott, Andrew. 2003. *Chemistry A World of Choices*. Boston: Mc Graw Hill.
- Moore, John W, Stanitski and Jurs, Peter C. 2005. *Chemistry The Molecular Science*. Second Edition. United States: Thomson Learning, Inc.
- Stanitski, Conrad L,. Et all. 2003. *Chemistry In Context: Applying Chemistry to Society*. Boston: Mc Graw Hill.
- Winstrom, Cheryl, Phillips, John, Stozak, Victor. 1997. *Chemistry: Concepts and Application Students Edition*. New York: GLENCOE McGraw-Hill