

Kode KIM.10

Laju Reaksi



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

2004

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 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 berhubungan 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 konsentrasi ? 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

B. KEGIATAN BELAJAR

1. Kegiatan Belajar 1

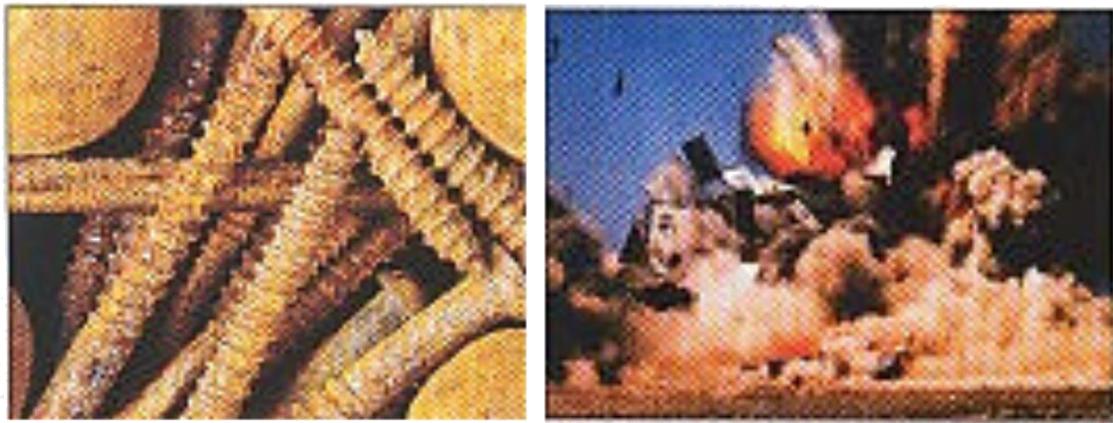
a. Tujuan Kegiatan Pembelajaran

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)

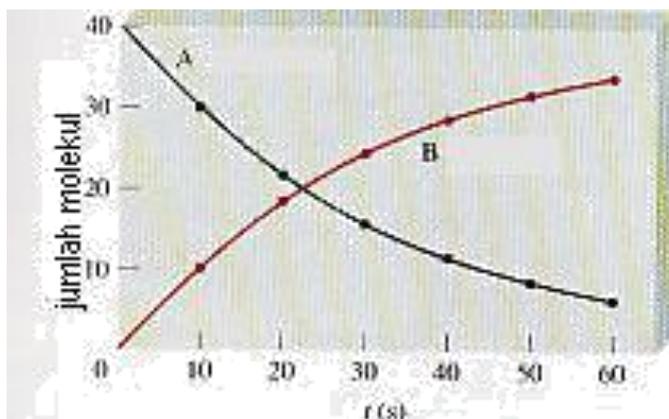
Gambar 1

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.

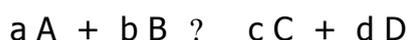
Bagaimanakah cara menyatakan laju dari suatu reaksi? Dalam reaksi kimia, perubahan yang dimaksud adalah perubahan konsentrasi pereaksi atau produk. Seiring dengan bertambahnya waktu reaksi, maka jumlah zat pereaksi akan makin sedikit, sedangkan produk makin banyak. Laju reaksi dinyatakan sebagai laju 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.

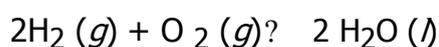
Pendefinisian laju reaksi lebih lanjut dapat kita perhatikan pada persamaan stoikiometri berikut.



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 v 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 O₂. 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

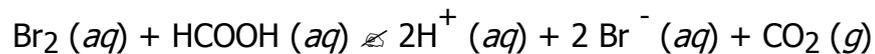
$$\frac{1}{2} \frac{d[H_2]}{dt} = \frac{d[O_2]}{dt} = \frac{d[H_2O]}{dt}$$

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:

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

Penyelesaian

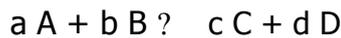
a. $v = -\frac{1}{t} \frac{d[I^-]}{dt} = -\frac{1}{t} \frac{d[OCl^-]}{dt} = \frac{1}{t} \frac{d[Cl^-]}{dt} = \frac{1}{t} \frac{d[OI^-]}{dt}$

b. $v = -\frac{1}{3t} \frac{d[O_2]}{dt} = \frac{1}{2t} \frac{d[O_3]}{dt}$

c. $v = -\frac{1}{4t} \frac{d[NH_3]}{dt} = -\frac{1}{5t} \frac{d[O_2]}{dt} = \frac{1}{4t} \frac{d[NO]}{dt} = \frac{1}{6t} \frac{d[H_2O]}{dt}$

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 penyeteraan 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

$$\text{reaksinya: } v = \frac{[A]}{t} = k[A]^0 = k$$

$$\text{Integrasinya diperoleh: } [A]_t = -kt + [A]_0$$

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: $A \rightarrow \text{produk}$,



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: $\frac{1}{[A]_t} - kt = \frac{1}{[A]_0}$

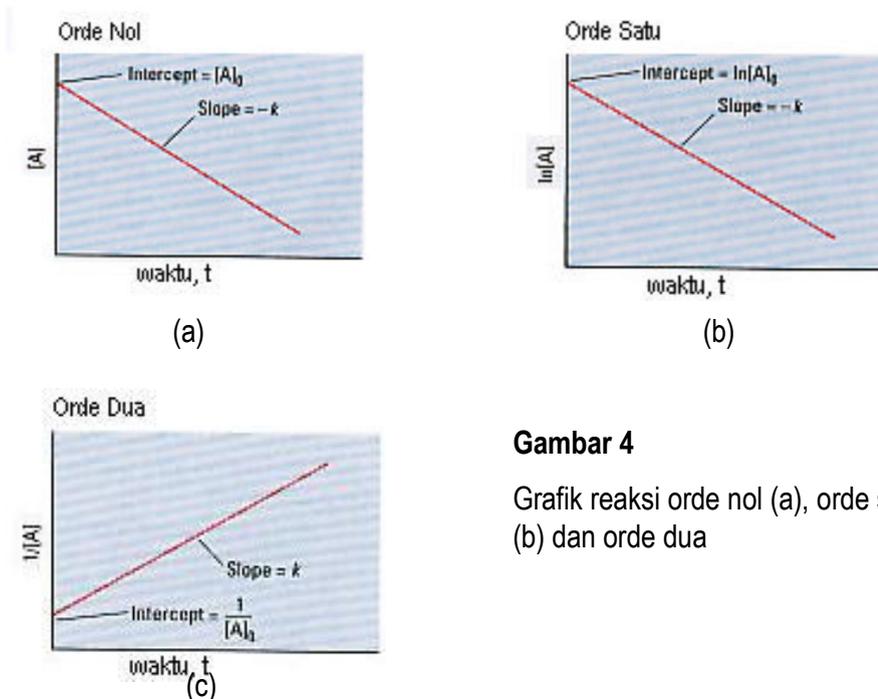
Bila persamaan $\frac{1}{[A]_t} - kt = \frac{1}{[A]_0}$ dibuat grafik $\frac{1}{[A]}$ lawan t , maka diperoleh garis lurus dengan kemiringan = k , sedang jelajahnya

(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 H_2 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 H_2 dilipat duakan, laju reaksi juga naik dua kali lipat. Bila konsentrasi H_2 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 H_2 .

Eksperimen 4, 5, dan 6 menunjukkan bahwa pada konsentrasi H_2 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 H_2 , yaitu x dapat ditentukan dengan membandingkan percobaan 1 dan 2, atau percobaan 2 dan 3, atau percobaan 1 dan 3:

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

Jadi, laju reaksi sebanding dengan konsentrasi H_2 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:

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

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	$1,08 \times 10^{-2}$

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

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

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

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^{-5}	2×10^{-5}	4×10^{-4}
2	4×10^{-5}	2×10^{-5}	8×10^{-4}
3	6×10^{-5}	2×10^{-5}	12×10^{-4}
4	4×10^{-5}	6×10^{-5}	24×10^{-4}
5	4×10^{-5}	8×10^{-5}	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 $S_2O_8^{2-} (aq) + 3 I^- (aq) \rightleftharpoons 2 SO_4^{2-} (aq) + I_3^- (aq)$ berdasarkan reaksi, diperoleh data seperti dalam tabel berikut.

Eksperimen	Konsentrasi molar awal		Laju awal (M/s)
	$[S_2O_8^{2-}]$	$[I^-]$	
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 $A + B \rightleftharpoons$, mempunyai persamaan laju reaksi, $v = k [A]^2 [B]$ 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: $2 NO_2 (g) \rightleftharpoons 2 NO (g) + O_2 (g)$, 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

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

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

- 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

$$k = \frac{2,2 \times 10^{-24} \text{ M / det.}}{(0,080 \text{ M})(0,034 \text{ M})} = 8,1 \times 10^{-2} / \text{M} \cdot \text{det}$$

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

$$v' = k \times [2\text{A}]^2 [2\text{B}]$$

$$= 8 k [\text{A}]^2 [\text{B}] \text{ atau } v' = 8 v \text{ (delapan kali semula)}$$

7. Persamaan umum laju reaksi adalah: $v = k$

$[\text{NO}_2]^m$ Dari percobaan 1 dan 2, didapat:

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

dari percobaan 2 dan 3, didapat:

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

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:

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

dari percobaan 2 dan 3, didapat:

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

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.

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

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:

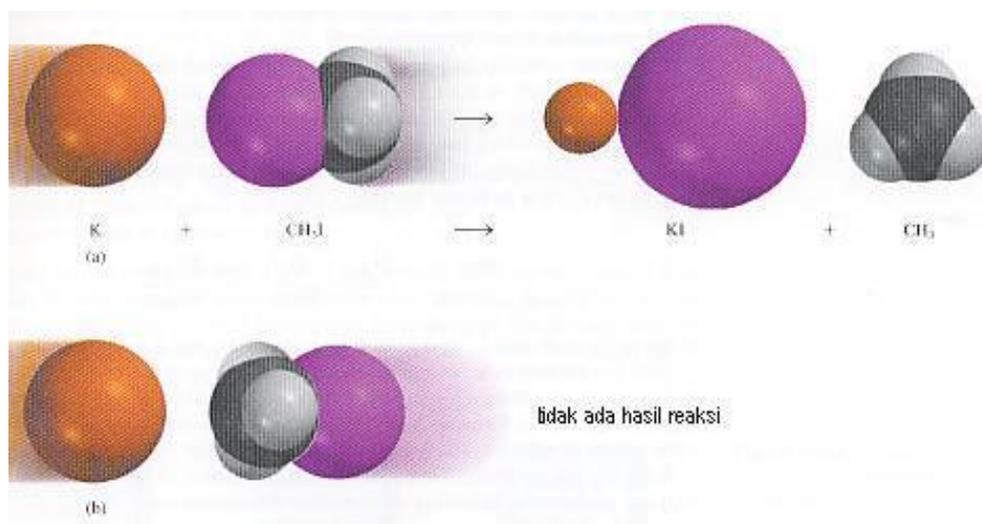
- ? frekuensi tumbukan
- ? freaksi tumbukan yang melibatkan partikel dengan energi cukup
- ? freaksi partikel dengan energi cukup yang bertumbukan dengan arah yang tepat.

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.

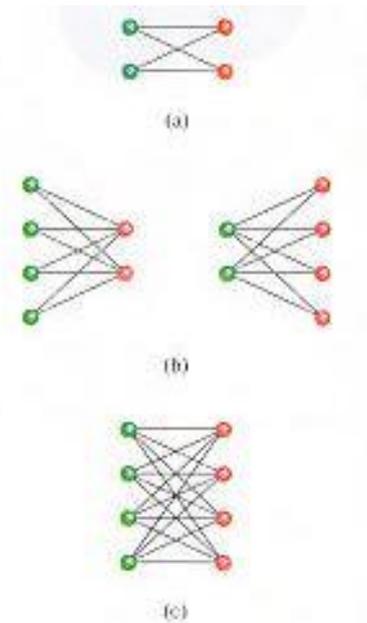
Sebagai contoh, reaksi antara atom kalium (K) dan metil iodida (CH_3I) dengan reaksi berikut: $\text{K} + \text{CH}_3\text{I} \rightleftharpoons \text{KI} + \text{CH}_3$. Maka, tumbukan yang efektif akan terjadi bila keadaan molekul sedemikian rupa sehingga antara atom-atom yang berukuran sama saling 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. Kadaan tersebut divisualisasikan dalam **Gambar 6**



Gambar 6

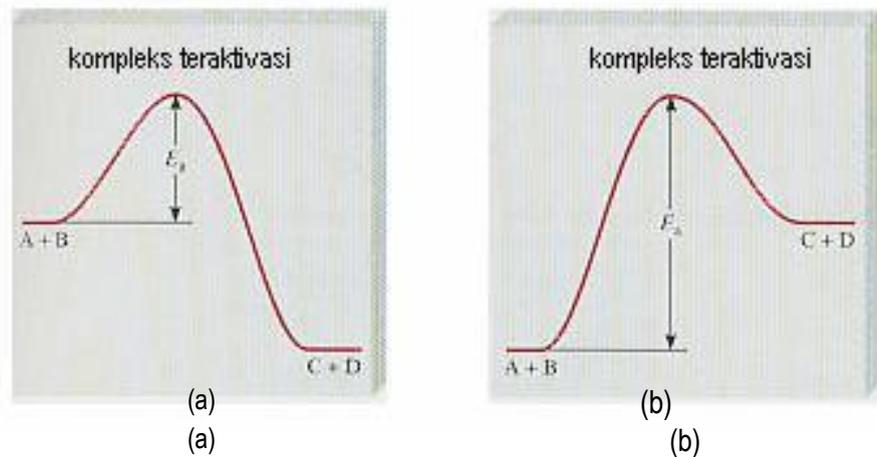
Makin banyak molekul yang bereaksi, makin banyak kemungkinan terjadi tumbukan untuk menghasilkan molekul hasil reaksi

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

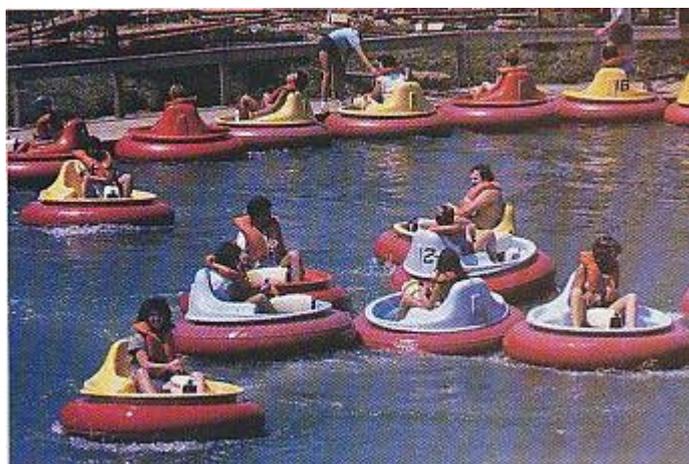
Konsentrasi

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

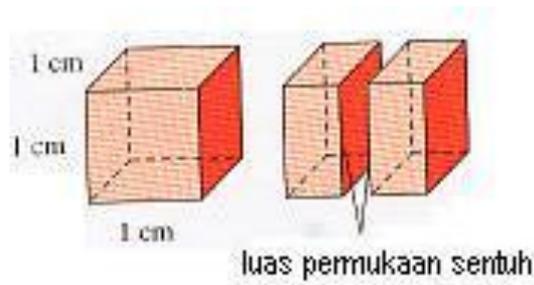


Luas Permukaan Sentuhan

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

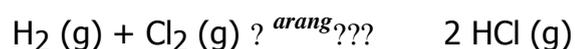
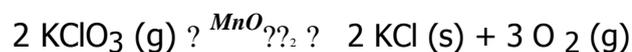
menghasilkan tabrakan yang efektif atau untuk menghasilkan suatu reaksi disebut **energi pengaktifan**.

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.

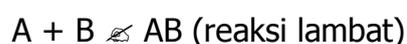
Katalis

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: $A + C \rightarrow AC$ (reaksi cepat).

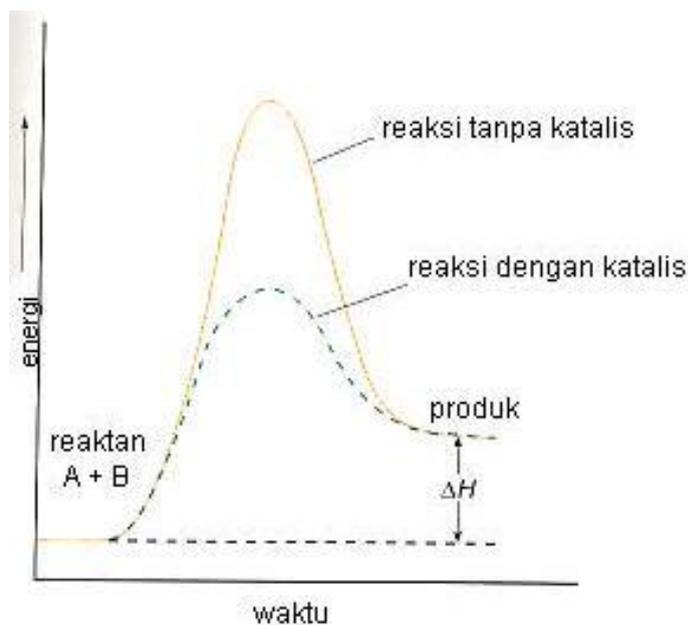
Energi pengaktifan diturunkan, AC terbentuk cepat dan seketika itu juga AC bereaksi dengan B membentuk senyawa ABC.



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

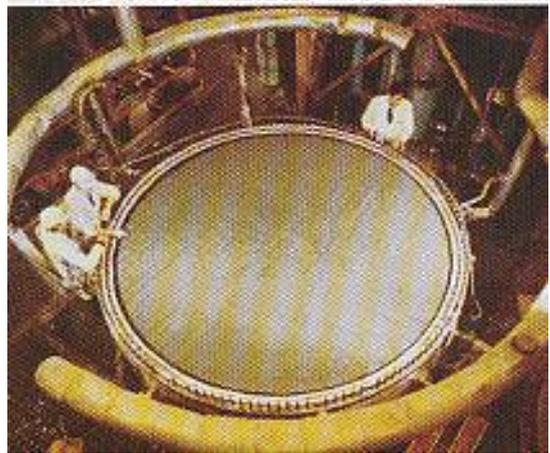
Katalisator heterogen adalah katalisator yang mempunyai fasa tidak sama dengan zat yang dikatalisis. Umumnya katalisator heterogen berupa zat padat. Banyak proses industri yang menggunakan katalisator heterogen, sehingga proses dapat berlangsung lebih cepat dan biaya produksi dapat dikurangi.

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



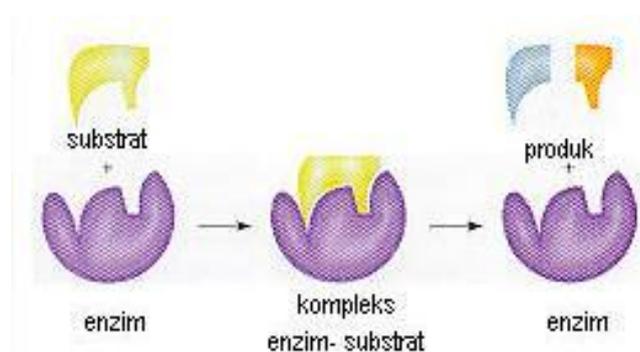
Katalisator enzim

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 nenas. Buah nenas mengandung enzim aktif protease yang dapat menguraikan molekul protein dalam gelatin

Mekanisme Reaksi

Beberapa reaksi berlangsung melalui pembentukan 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.

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.

