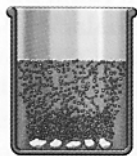
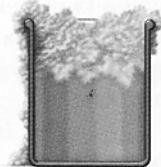


BAB 3

LAJU REAKSI



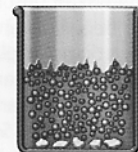
1 Asam encer dan butiran-butiran kristal



2 Asam encer dan serbuk kristal



3 Butiran-butiran kristal dan asam pekat



4 Butiran kristal marmar dan suhu tinggi

Gambar 3.1 Proses laju reaksi
Sumber: Ensiklopedi Iptek Kimia dan Unsur

Pada bab ketiga ini akan dipelajari tentang pengertian laju reaksi, faktor-faktor yang memengaruhi laju reaksi, dan teori tumbukan.

Bab 3

Laju Reaksi

Tujuan Pembelajaran

Setelah melakukan percobaan, diharapkan siswa mampu:

1. Menuliskan ungkapan laju reaksi.
2. Menentukan orde reaksi berdasarkan hasil percobaan.
3. Menggambarkan grafik laju reaksi.
4. Menjelaskan penerapan laju reaksi dalam industri kimia.

Reaksi-reaksi kimia berlangsung dengan laju yang beraneka ragam. Ada reaksi yang lambat dan ada pula reaksi yang cepat. Perkaratan besi, reaksi-reaksi kimia dalam tubuh, dan reaksi antara bahan cat dan oksigen merupakan contoh reaksi yang berlangsung lambat. Reaksi antara larutan asam dan basa atau reaksi pembakaran campuran bensin dan udara di dalam mesin kendaraan bermotor merupakan contoh reaksi yang sangat cepat.

Hal apa yang dijadikan ukuran untuk menentukan laju reaksi dan mengapa ada reaksi yang cepat dan lambat? Konsep laju reaksi dan faktor-faktor yang memengaruhi laju reaksi akan menjawab pertanyaan itu. Selanjutnya, teori laju reaksi akan memberikan gambaran tentang jalannya reaksi dan akan menjelaskan alasan-alasan mengapa berbagai faktor dapat memengaruhi laju reaksi.

Pengetahuan tentang laju reaksi sangat bermanfaat bagi kegiatan (industri) yang menggunakan berbagai reaksi kimia dalam proses produksinya. Karena waktu, tenaga, dan biaya sangat berarti, maka laju reaksi yang cepat dan terkendali akan menguntungkan industri tersebut.

Dalam bab ini akan dibahas berbagai hal tentang laju reaksi.



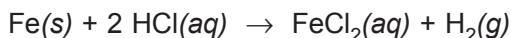
A. Pengertian Laju Reaksi

Kata laju mempunyai hubungan dengan selang waktu. Apabila waktu yang diperlukan singkat, berarti lajunya besar. Sebaliknya, jika selang waktunya panjang, dikatakan bahwa lajunya kecil. Jadi, laju berbanding terbalik dengan waktu.

Reaksi kimia menyatakan perubahan suatu zat menjadi zat lain, yaitu perubahan suatu pereaksi menjadi hasil reaksi. Perubahan ini dinyatakan dalam sebuah persamaan reaksi. Di dalam sebuah persamaan reaksi, jumlah relatif zat-zat pereaksi dan hasil reaksi dapat dilihat dari koefisien reaksinya.

Contoh:

Pada percobaan serbuk besi yang dibubuhkan pada larutan HCl terjadi reaksi sebagai berikut.



Perubahan diamati selama 10 menit ditilik dari pengukuran banyaknya sisa Fe dan hasil gas H₂ yang diperoleh, diperoleh data sebagai berikut.

Zat	Permulaan	Selang waktu	Akhir	Perubahan
Reaktan Fe	10 gram	10 menit	4,4 gram	telah bereaksi sebanyak 5,6 gram atau 0,1 mol
Produk H ₂	0 liter	10 menit	2,24 liter	terbentuk 2,24 liter H ₂ atau 0,1 mol

Ditilik dari laju terpakainya Fe tiap detik:

Laju reaksi = laju bereaksinya Fe

$$\begin{aligned} &= \frac{\text{jumlah Fe yang bereaksi}}{\text{selang waktu}} \\ &= \frac{0,1 \text{ mol}}{600 \text{ detik}} = 0,000167 \text{ mol detik}^{-1} \end{aligned}$$

Ditilik dari laju terbentuknya gas H₂ tiap detik:

$$\begin{aligned}\text{Laju reaksi} &= \text{laju terbentuknya gas H}_2 \\ &= \frac{\text{jumlah H}_2 \text{ yang terbentuk}}{\text{selang waktu}} \\ &= \frac{0,1 \text{ mol}}{600 \text{ detik}} = 0,000167 \text{ moldetik}^{-1}\end{aligned}$$

Berlaku hubungan: $\text{Laju reaksi} = \frac{\text{perubahan konsentrasi}}{\text{selang waktu}}$

Laju reaksi didefinisikan sebagai perubahan konsentrasi pereaksi atau hasil reaksi persatuan waktu. Atau dapat juga didefinisikan sebagai banyaknya mol zat per liter (untuk gas atau larutan) yang berubah menjadi zat lain dalam satu satuan waktu. Konsep laju reaksi dapat dirumuskan, sebagai berikut.

$$r = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

r = laju reaksi

Δc = perubahan konsentrasi

Δt = perubahan waktu

Contoh:

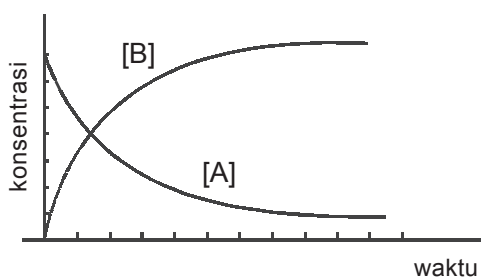
Pada reaksi A menjadi B diketahui bahwa konsentrasi A mula-mula 8 M, setelah 3 detik menjadi 2 M. Tentukan laju reaksinya!

$$\text{Jawab: } \Delta c = (8 - 2) M = 6 M$$

$$\Delta t = 3 \text{ detik}$$

$$\begin{aligned}r &= \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{6}{3} \\ &= 2 \text{ M/detik}\end{aligned}$$

Hubungan perubahan konsentrasi dan waktu untuk reaksi perubahan A menjadi B dapat digambarkan ke dalam bentuk diagram berikut ini.



Gambar 3.2 Diagram laju reaksi

- Pada awal reaksi $[A]$ maksimal, sedangkan $[B] = 0$ (zat B belum terbentuk).
- Laju reaksi pada tahap awal berlangsung cepat karena $[A]$ makin kecil. Sebaliknya, $[B]$ mula-mula kecil, makin lama makin besar.



B. Faktor-faktor yang Memengaruhi Laju Reaksi

Proses berlangsungnya reaksi kimia dipengaruhi oleh beberapa faktor. Faktor-faktor ini akan memengaruhi jumlah tumbukan antarmolekul dari zat-zat yang bereaksi. Suatu reaksi akan berlangsung lebih cepat jika tumbukan antarpartikel dari zat-zat pereaksi lebih sering terjadi dan lebih banyak. Sebaliknya, reaksi akan berlangsung lebih lambat jika hanya sedikit partikel dari zat-zat pereaksi yang bertumbukan.

Beberapa faktor yang memengaruhi laju reaksi, antara lain:

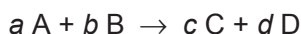
1. konsentrasi;
2. luas permukaan sentuhan;
3. temperatur;
4. katalis.

1. Pengaruh konsentrasi terhadap laju reaksi

Laju reaksi dari berbagai reaksi biasanya berbeda-beda, ada yang cepat dan ada yang lambat. Salah satu faktor yang memengaruhi laju reaksi di antaranya adalah konsentrasi pereaksi.

Persamaan laju reaksi merupakan persamaan aljabar yang menyatakan hubungan laju reaksi dengan konsentrasi pereaksi. Persamaan laju reaksi atau hukum laju reaksi dapat diperoleh dari serangkaian eksperimen atau percobaan. Dalam setiap percobaan, konsentrasi salah satu pereaksi diubah-ubah, sedangkan konsentrasi pereaksi lain dibuat tetap.

Secara umum ditulis menurut persamaan reaksi sebagai berikut.



dan persamaan laju reaksinya:

$$r = k [A]^m [B]^n$$

r = laju reaksi

k = tetapan laju reaksi

m, n = orde (tingkat) reaksi pada pereaksi A dan B

Orde reaksi hanya dapat ditentukan secara eksperimen. Orde reaksi pada reaksi keseluruhan disebut *orde reaksi total*. Besarnya orde reaksi total adalah jumlah semua orde reaksi pereaksi. Jadi, orde reaksi total (orde reaksi) pada reaksi tersebut adalah $m + n$.

Berikut ini terdapat beberapa contoh reaksi dan rumus laju reaksi yang diperoleh dari hasil eksperimen.

Reaksi	Rumus laju reaksi hasil eksperimen
$2 \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{NO}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g})$	$r = k \cdot [\text{H}_2] [\text{NO}]^2$
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HI}(\text{g})$	$r = k \cdot [\text{H}_2] [\text{I}_2]$
$2 \text{HI}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g})$	$r = k \cdot [\text{HI}]^2$
$2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{SO}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{S}(\text{g})$	$r = k \cdot [\text{H}_2] [\text{SO}_2]$
$2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{aq}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$	$r = k \cdot [\text{H}_2\text{O}_2]^2$

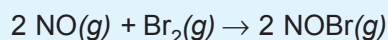
Berdasarkan persamaan laju reaksi dapat ditentukan tingkat (orde) reaksi.

Contoh:

Untuk reaksi $2 \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{NO}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g})$ dengan persamaan laju reaksi $r = k \cdot [\text{H}_2] [\text{NO}]^2$, mempunyai tingkat (orde) pertama terhadap H_2 dan tingkat (orde) kedua terhadap NO , sehingga keseluruhan merupakan tingkat (orde) ketiga.

Contoh soal:

Pada temperatur 273 °C, gas brom dapat bereaksi dengan nitrogen monoksida menurut persamaan reaksi:



Data hasil eksperimen dari reaksi itu adalah sebagai berikut.

Per-cobaan	Konsentrasi awal (mol.L ⁻¹)		Laju reaksi (mol.L ⁻¹ detik ⁻¹)
	NO	Br	
1	0,1	0,05	6
2	0,1	0,10	12
3	0,1	0,20	24
4	0,2	0,05	24
5	0,3	0,05	54

Tentukan:

- a. tingkat reaksi terhadap NO ;
- b. tingkat reaksi terhadap Br_2 ;
- c. tingkat reaksi total;
- d. persamaan laju reaksinya;
- e. tetapan laju reaksi (k)!

Penyelesaian:

Misal persamaan laju reaksi: $r = k \cdot [\text{NO}]^m \cdot [\text{Br}_2]^n$

- a. Untuk menentukan tingkat reaksi terhadap NO digunakan $[\text{Br}_2]$ yang sama, yaitu percobaan 1 dan 4.

$$\frac{r_1}{r_4} = \frac{[\text{NO}]_1^m}{[\text{NO}]_4^n}$$

$$\frac{6}{24} = \left(\frac{0,1}{0,2}\right)^m$$

$$\frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^m$$

$$m = 2$$

Tingkat reaksi terhadap NO = 2

- b. Untuk menentukan tingkat reaksi terhadap Br₂ digunakan [NO] yang sama, yaitu percobaan 1 dan 2.

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{[\text{Br}_2]_1^n}{[\text{Br}_2]_2^n}$$

$$\frac{6}{12} = \left(\frac{0,05}{0,10}\right)^n$$

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{[\text{NO}]_1^m}{[\text{NO}]_4^n}$$

$$\frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^n$$

$$n = 1$$

Tingkat reaksi terhadap Br₂ = 1

- c. Tingkat reaksi total = $m + n = 2 + 1 = 3$

- d. Persamaan reaksi:

$$r = k [\text{NO}]^m \cdot [\text{Br}_2]^n$$

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

- e. Untuk menentukan harga k , dapat diambil salah satu data hasil percobaan, misalnya data percobaan 1.

$$r_1 = k [\text{NO}]_1^2 \cdot [\text{Br}_2]_1$$

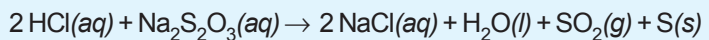
$$k = \frac{r_1}{[\text{NO}]_1^2 \cdot [\text{Br}_2]_1} = \frac{6 \text{ molL}^{-1}\text{s}^{-1}}{(0,1)^2(0,05)(\text{molL}^{-1})^2 \cdot (\text{molL}^{-1})}$$

$$k = 1,2 \times 10^4 \text{ mol}^{-2}\text{L}^{-2}\text{s}^{-1}$$

Laju Reaksi

Tujuan:

Menentukan tingkat reaksi terhadap pereaksi untuk reaksi antara larutan asam klorida dengan larutan natrium tiosulfat menurut reaksi sebagai berikut.

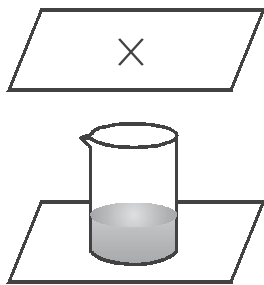


Alat dan Bahan

Alat dan Bahan	Ukuran satuan	Jumlah
Gelas kimia	100 mL	3
Silinder ukur	25 mL	2
Jam/stop-watch	-	1
Larutan HCl	2 M	70 mL
Larutan Na ₂ S ₂ O ₃	0,1 M	100 mL

Cara Kerja

1. Buatlah tanda silang dengan tinta hitam pada sehelai kertas, kemudian letakkan sebuah gelas kimia di atas tanda silang tersebut. Ukur 10 mL larutan HCl 2 M dan masukkan ke dalam gelas kimia tersebut.
2. Dengan silinder ukur yang lain, ambillah 20 mL larutan natrium tiosulfat 0,1 M. Kemudian tuangkan ke dalam gelas kimia yang berisi larutan HCl di atas. Catat waktu sejak penuangan sampai tanda silang tidak tampak.
3. Ulangi percobaan di atas dengan menggunakan larutan Na₂S₂O₃ yang telah diencerkan seperti tertera dalam tabel 3.1 dan lengkapi datanya dari hasil percobaanmu.
4. Ulangi percobaan dengan menggunakan larutan HCl yang diencerkan dengan berbagai volume, sementara larutan Na₂S₂O₃ volumenya tetap seperti tertera pada tabel 3.2.



Gambar 3.3

Hasil Pengamatan

Tabel 3.1

Volume HCl 2 M (mL)	Volume (mL)			[Na ₂ S ₂ O ₃] awal	waktu (detik)	$\frac{1}{\text{waktu}}$
	Na ₂ S ₂ O ₃	Air	Jumlah			
10	20	0	30
10	15	5	30
10	10	10	30
10	5	15	30

Tabel 3.2

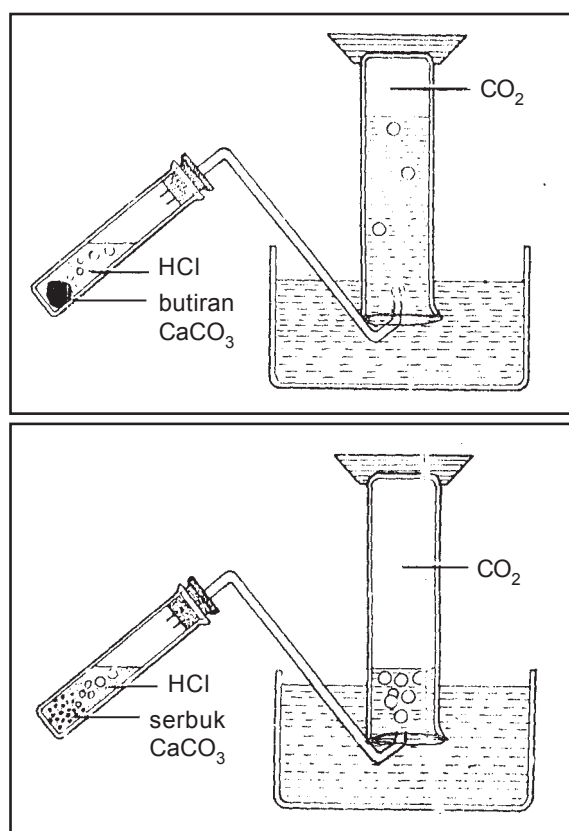
Volume Na ₂ S ₂ O ₃ (mL)	Volume (mL)			[HCl] awal	waktu (detik)	$\frac{1}{\text{waktu}}$
	HCl 2 M	Air	Jumlah			
10	20	0	30
10	15	5	30
10	10	10	30
10	5	15	30

Kesimpulan

Dengan menjawab beberapa pertanyaan berikut ini diharapkan kamu dapat menarik kesimpulan yang benar.

1. Buatlah grafik $\frac{1}{\text{waktu}}$ (sumbu Y) terhadap konsentrasi Na₂S₂O₃ (sumbu X)!
 - a. Bagaimana hubungan matematis antara $\frac{1}{\text{waktu}}$ dengan konsentrasi natrium tiosulfat?
 - b. Berapa tingkat reaksi (orde reaksi) terhadap Na₂S₂O₃?
2. Buatlah grafik $\frac{1}{\text{waktu}}$ terhadap konsentrasi HCl!
 - a. Bagaimana hubungan matematis antara $\frac{1}{\text{waktu}}$ terhadap [HCl]?
 - b. Berapa tingkat reaksi terhadap HCl?
3. Berapa tingkat reaksi totalnya?
4. Tuliskan persamaan laju reaksi di atas!
5. Buatlah kesimpulan dari percobaan di atas!

2. Luas permukaan sentuhan



Gambar 3.4 Pengaruh luas permukaan pada laju reaksi

Luas permukaan sentuhan antara zat-zat yang bereaksi merupakan suatu faktor yang memengaruhi kecepatan reaksi bagi campuran pereaksi yang *heterogen*, misalnya antara zat padat dan gas, zat padat dengan larutan, dan dua macam zat cair yang tak dapat campur. Reaksi kimia dapat berlangsung jika molekul-molekul, atom-atom, atau ion-ion dari zat-zat pereaksi terlebih dahulu bertumbukan. Hal ini terjadi jika antara zat-zat yang akan bereaksi terjadi kontak. Semakin luas permukaan sentuhan antara zat-zat yang bereaksi, semakin banyak molekul-molekul yang bertumbukan dan semakin cepat reaksinya.

Pada reaksi antara zat padat dan gas atau antara zat padat dan larutan, kontak terjadi di permukaan zat padat itu. Kontak yang terjadi antara dua zat cair yang tidak dapat bercampur terjadi pada bidang batas antara kedua macam zat cair tersebut.

Untuk membuktikan pengaruh luas permukaan sentuhan antara zat-zat yang bereaksi terhadap laju reaksinya, dapat diambil contoh reaksi antara pualam dan larutan HCl yang berlangsung menurut persamaan sebagai berikut.



Pada percobaan pertama digunakan CaCO_3 berbentuk butiran dan pada percobaan kedua digunakan CaCO_3 berupa serbuk. Harus diperhatikan bahwa pada kedua percobaan itu massa CaCO_3 dan konsentrasi larutan HCl yang digunakan harus sama. Perbedaan kecepatan reaksi tersebut dapat diketahui dengan membandingkan volume gas CO_2 yang terbentuk selama selang waktu tertentu yang sama.

Ternyata volume CO_2 yang dihasilkan pada percobaan pertama lebih sedikit daripada yang diperoleh pada percobaan kedua. Hal ini membuktikan bahwa laju reaksi yang menggunakan serbuk CaCO_3 lebih besar daripada yang menggunakan butiran CaCO_3 .

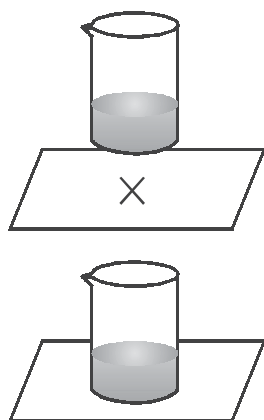
Data hasil eksperimen tercantum dalam tabel di bawah ini.

Percobaan	HCl 3 M (mL)	Pualam (0,3 g)	Waktu (sekon)
1	5	butiran sebesar pasir	35
2	5	satu keping	60

Berdasarkan data tersebut dapat disimpulkan bahwa pualam berbentuk butiran lebih cepat bereaksi dengan larutan HCl daripada pualam berbentuk kepingan. Dalam massa yang sama, pualam butiran mempunyai luas permukaan sentuhan lebih besar daripada luas permukaan satu keping pualam.

Pada sistem heterogen, laju reaksi dipengaruhi pula oleh luas permukaan sentuhan pereaksi. Untuk pereaksi yang berwujud padat makin diperkecil ukuran partikel makin besar jumlah luas permukaannya, makin cepat reaksi berlangsung. Dalam kehidupan sehari-hari pengaruh luas permukaan sentuhan pereaksi dapat ditunjukkan bahwa kayu yang dipotong-potong kecil lebih cepat rusak daripada kayu balokan.

3. Pengaruh temperatur



Gambar 3.5

Tujuan:

Menyelidiki pengaruh temperatur terhadap laju reaksi antara larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ dengan larutan HCl.

Langkah Kerja:

1. Sediakan 20 cm^3 $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ $0,2 \text{ M}$ dalam gelas kimia, panaskan sampai temperatur $30 \text{ }^\circ\text{C}$. Letakkan pada kertas bertanda silang.
2. Tambahkan 20 cm^3 HCl 2 M pada larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Catat waktunya saat penambahan sampai tanda silang tidak kelihatan.
3. Ulangi percobaan pada temperatur $40 \text{ }^\circ\text{C}$ dan $50 \text{ }^\circ\text{C}$.

Tabel Pengamatan:

Percobaan	Temperatur $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Waktu yang digunakan (detik)
1
2
3

Pertanyaan:

Berdasarkan percobaan di atas, bagaimana pengaruh temperatur terhadap laju reaksi?

Contoh data pengamatan suatu percobaan diperoleh data sebagai berikut.

Gelas kimia	I	II	III
Temperatur ($^\circ\text{C}$)	27	37	47
Waktu (detik)	30	15	7,5

Berdasarkan data tersebut disimpulkan bahwa makin tinggi temperatur pereaksi, makin cepat laju reaksinya. Untuk setiap kenaikan temperatur sebesar $10\text{ }^{\circ}\text{C}$ laju reaksi menjadi dua kali lebih cepat dari semula.

Laju reaksi bergantung pada temperatur, hal ini ditunjukkan dalam hukum laju reaksi melalui tetapan laju yang diperoleh dengan mengubah temperatur secara bervariasi. Hampir dalam setiap hal, laju reaksi bertambah dengan naiknya temperatur.

4. Pengaruh katalis

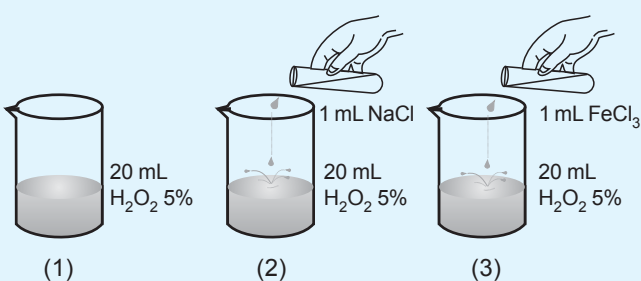
Katalis dapat mempengaruhi laju reaksi. Umumnya katalis dapat meningkatkan laju reaksi tetapi tidak mengalami perubahan yang kekal dalam reaksi itu. Bagaimana kerja katalis dan mengapa katalis dapat meningkatkan laju reaksi? Untuk lebih jelas lakukan percobaan berikut ini.



Tujuan:

Pada percobaan ini akan diselidiki pengaruh katalis pada reaksi penguraian H_2O_2 menjadi H_2O dan O_2 .

Cara Kerja:



Tabel Pengamatan:

1. Bandingkan jumlah gas yang terbentuk pada percobaan (1), (2), dan (3)!
2. Bagaimana warna FeCl_3 sebelum direaksikan?
3. Bagaimana warna FeCl_3 selama reaksi berlangsung dan setelah reaksi?

Pertanyaan:

Berdasarkan percobaan tersebut, jawablah pertanyaan berikut!

1. Percobaan manakah yang reaksinya berlangsung paling cepat?
2. Zat apakah yang memengaruhinya?
3. Apakah zat tersebut berubah pada saat bereaksi? Jelaskan!
4. Zat tersebut diberi nama katalis. Apakah yang dimaksud katalis?

Berdasarkan teori tumbukan, katalis berperan menurunkan energi aktivasi. Katalis mengubah langkah reaksi dari yang energi aktivasinya tinggi ke arah reaksi dengan energi aktivasi lebih rendah.



C. Teori Tumbukan

Reaksi kimia terjadi sebagai akibat tumbukan antara molekul-molekul. Jumlah tumbukan antara molekul-molekul per satuan waktu disebut frekuensi tumbukan. Besar frekuensi tumbukan ini dipengaruhi oleh berbagai faktor antara lain:

1. konsentrasi;
2. suhu, dan
3. luas permukaan bidang sentuh.

Semakin besar konsentrasi suatu larutan, semakin banyak molekul yang terkandung di dalamnya. Dengan demikian, semakin sering terjadi tumbukan di antara molekul-molekul tersebut. Hal itu berarti hanya sebagian dari tumbukan molekul yang menghasilkan reaksi. Keadaan itu didasarkan pada 2 faktor, yaitu:

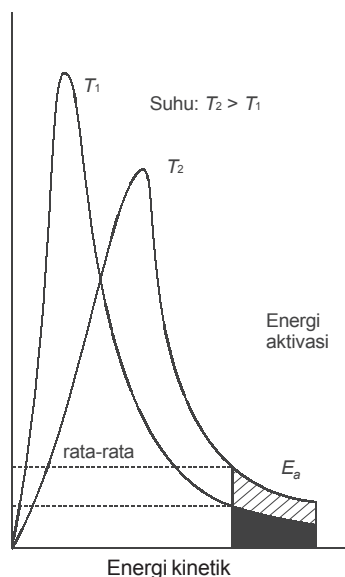
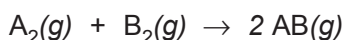
1. hanya molekul-molekul yang lebih energik yang akan menghasilkan reaksi sebagai hasil tumbukan;
2. kemungkinan suatu tumbukan tertentu untuk menghasilkan reaksi kimia tergantung dari orientasi molekul yang bertumbukan.

Energi minimum yang harus dimiliki molekul untuk dapat bereaksi disebut *energi pengaktifan* (E_a). Berdasarkan teori kinetik gas, molekul-molekul gas dalam satu wadah tidak mempunyai energi kinetik yang sama, tetapi bervariasi seperti ditampilkan pada gambar 3.6 di samping.

Pada suhu yang lebih tinggi (T_2), fraksi molekul yang mencapai energi pengaktifan sebesar x_2 , distribusi energi melebar. Energi kinetik molekul rata-rata meningkat dengan kenaikan suhu sehingga lebih banyak molekul yang memiliki energi lebih besar dari energi pengaktifan. Akibatnya, reaksi makin sering terjadi dan laju reaksi juga semakin meningkat.

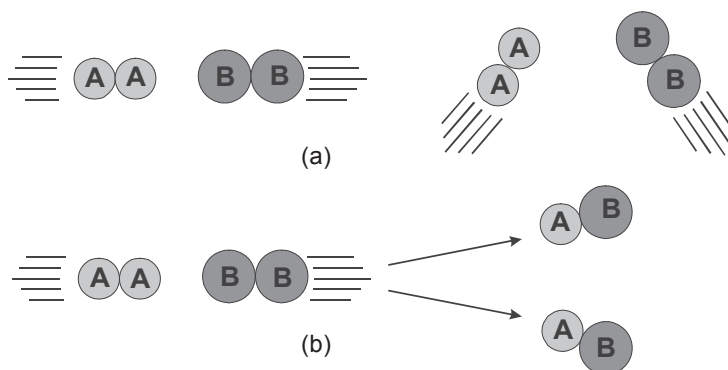
Laju reaksi kimia tergantung pada hasil kali frekuensi tumbukan dengan fraksi molekul yang memiliki energi sama atau melebihi energi pengaktifan. Karena fraksi molekul yang teraktifkan biasanya sangat kecil, maka laju reaksi jauh lebih kecil daripada frekuensi tumbukannya sendiri. Semakin tinggi nilai energi pengaktifan, semakin kecil fraksi molekul yang teraktifkan dan semakin lambat reaksi berlangsung.

Perhatikan contoh reaksi berikut.



Gambar 3.6 Distribusi energi molekul-molekul gas

Menurut pengertian teori tumbukan, selama tumbukan antara molekul A_2 dan B_2 (dianggap) ikatan A–A dan B–B putus dan terbentuk ikatan A–B. Pada gambar 3.7 ditunjukkan bahwa anggapan itu tidak selamanya berlaku untuk setiap tumbukan.



Gambar 3.7 Tumbukan molekul dan reaksi kimia
 (a) Tumbukan yang tidak memungkinkan terjadinya reaksi.
 (b) Tumbukan yang memungkinkan terjadinya reaksi.

Molekul-molekul harus mempunyai orientasi tertentu agar tumbukan efektif untuk menghasilkan reaksi kimia. Pada gambar 3.7 ditunjukkan bahwa jumlah tumbukan yang orientasinya tidak memungkinkan terjadi reaksi umumnya lebih banyak daripada jumlah tumbukan yang memungkinkan terjadinya reaksi. Hal itu berarti peluang suatu tumbukan tertentu untuk menghasilkan reaksi umumnya kecil.

1. Luas permukaan sentuhan

Makin luas permukaan sentuhan antara zat-zat pereaksi, makin banyak molekul-molekul pereaksi yang bertumbukan. Dengan demikian, kemungkinan terjadi reaksi semakin besar sehingga reaksi lebih cepat berlangsung.

2. Sifat kimia pereaksi

Senyawa-senyawa ion lebih cepat bereaksi daripada senyawa-senyawa kovalen. Pada setiap tumbukan yang terjadi antara ion positif dan ion negatif selalu dihasil-

kan reaksi sebab tidak ada energi tumbukan yang diperlukan untuk memutuskan ikatan terlebih dahulu. Lain halnya dengan reaksi antara senyawa-senyawa kovalen yang tidak setiap tumbukan dapat menghasilkan reaksi.

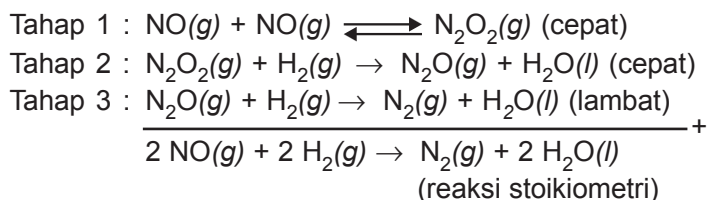
3. Konsentrasi

Dalam konsentrasi yang besar, jumlah partikel per satuan volume juga besar. Kemungkinan terjadinya tumbukan antarpartikel di dalamnya lebih besar jika dibandingkan dengan yang terjadi pada konsentrasi yang rendah. Dengan demikian makin besar konsentrasi zat yang bereaksi, makin banyak partikel yang bereaksi per satuan waktu dan makin besar laju reaksinya.

Pada beberapa jenis reaksi, perbesaran konsentrasi pereaksi tidak selalu mempercepat reaksi atau perbesaran konsentrasi tidak sebanding dengan perbesaran laju reaksinya. Hal ini dijelaskan dengan teori tumbukan sebagai berikut.

Agar pereaksi dapat bereaksi, terlebih dahulu harus terjadi tumbukan antara partikel-partikel zat pereaksi tersebut. Pada reaksi sederhana, yaitu reaksi yang berlangsung satu tahap, perubahan konsentrasi pereaksi sebanding dengan perubahan kecepatan reaksinya. Misalnya, pada reaksi sederhana $A + B \rightarrow C$ jika konsentrasi A dijadikan 2 kali dan konsentrasi B tetap, maka laju reaksi akan menjadi 2 kali pula. Demikian pula, jika konsentrasi B dijadikan 2 kali dan konsentrasi A tetap. Pada reaksi yang tidak sederhana, tumbukan antara partikel-partikel pereaksi tidak langsung menghasilkan hasil akhir. Reaksi ini dapat terjadi pada reaksi yang melibatkan satu jenis pereaksi atau lebih. Reaksi yang melibatkan lebih dari dua partikel seperti dalam reaksi $2 H_2 + 2 NO \rightarrow N_2 + 2 H_2O$ tidak mungkin terjadi karena tumbukan sekaligus antara 4 partikel pada satu titik dan satu saat yang sama. Tumbukan hanya mungkin terjadi antara dua partikel. Oleh karena itu, diperkirakan bahwa reaksi yang tidak sederhana berjalan tahap demi tahap yang

pada setiap tahap hanya terjadi tumbukan antara dua partikel. Pada contoh reaksi di atas, diperkirakan reaksi berjalan melalui tahap-tahap sebagai berikut.



Tiap-tiap tahap merupakan reaksi sederhana. Rangkaian tahap-tahap yang menerangkan jalannya suatu reaksi dari awal hingga akhir disebut *mekanisme reaksi*.

Setiap tahap mempunyai laju reaksi yang berbeda. Seringkali ditemukan bahwa di antara tahap-tahap reaksi dalam mekanisme reaksi terdapat satu tahap dengan laju yang relatif rendah. Dalam hal ini, laju reaksi secara keseluruhan ditentukan oleh tahap yang lambat atau dengan kata lain tahap yang paling lambat dalam suatu mekanisme reaksi merupakan *tahap penentu laju reaksi*.

Pada mekanisme reaksi tersebut, tahap ketiga merupakan tahap yang menentukan laju reaksi keseluruhan.

$$r = k \cdot [\text{N}_2\text{O}] \cdot [\text{H}_2]$$

Oleh karena N_2O tidak terdapat dalam reaksi stoikiometri, maka konsentrasi N_2O pada persamaan laju reaksi harus dieliminasi. Hal ini dapat dilakukan dengan memperhatikan reaksi tahap 1. Reaksi tahap 1 merupakan reaksi yang berjalan dua arah dengan laju yang sama (reaksi kesetimbangan).

$$\begin{aligned} r_{\text{ke kanan}} &= r_{\text{ke kiri}} \\ r_{\text{ke kanan}} &= k' \cdot [\text{NO}]^2 \\ r_{\text{ke kiri}} &= k'' \cdot [\text{N}_2\text{O}_2] \\ k' \cdot [\text{NO}]^2 &= k'' \cdot [\text{N}_2\text{O}_2] \end{aligned}$$

Berdasarkan stoikiometri reaksi tahap 2, dapat dilihat bahwa $[N_2O_2]$ sama dengan $[N_2O]$

$$k' \cdot [NO]^2 = k'' \cdot [N_2O]$$

$$[N_2O] = k'/k'' \cdot [NO]^2$$

Jadi, $r = k \cdot k'/k'' \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]$ atau jika $k \cdot k'/k'' = K$, maka $r = K \cdot [NO]^2 \cdot [H_2]$

Reaksi merupakan orde ketiga dan ini sesuai dengan hasil eksperimen.

4. Suhu

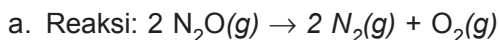
Kenaikkan suhu mempercepat reaksi karena dengan kenaikan suhu gerakan partikel semakin cepat. Energi kinetik partikel-partikel semakin bertambah sehingga makin banyak terjadi tumbukan yang efektif. Dengan demikian, makin banyak partikel-partikel yang bereaksi.

5. Katalis

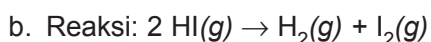
Katalis adalah zat yang dapat meningkatkan laju reaksi tanpa mengakibatkan perubahan kimia yang kekal bagi zat itu sendiri. Setelah reaksi kimia berlangsung, katalis terdapat kembali dalam keadaan dan jumlah yang sama dengan sebelum reaksi.

Telah dijelaskan bahwa agar terjadi reaksi, partikel-partikel zat harus memiliki energi minimum tertentu yang disebut energi pengaktifan. Dalam hal ini, katalis berfungsi untuk menurunkan sejumlah energi pengaktifan agar reaksi dapat berlangsung.

Berikut ini diberikan contoh pengaruh katalis terhadap energi pengaktifan suatu reaksi.

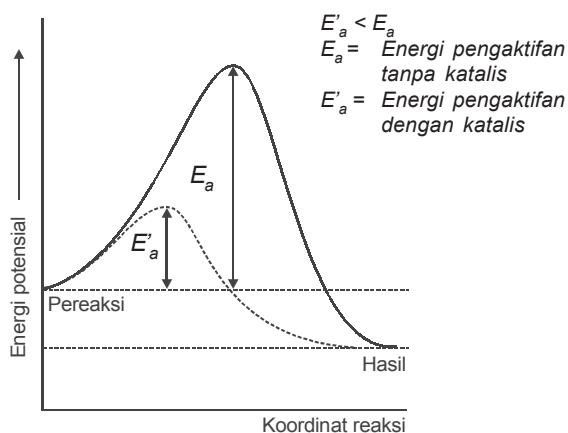


Reaksi ini membutuhkan energi pengaktifan sebesar 247 kJ jika tanpa katalis. Akan tetapi, dengan memberikan logam platina (Pt) sebagai katalis, energi pengaktifannya berkurang menjadi 138 kJ.



Reaksi ini membutuhkan energi pengaktifan sebesar 184 kJ jika tanpa katalis. Akan tetapi, dengan memberikan logam emas (Au) sebagai katalis, energi pengaktifannya berkurang menjadi 59 kJ.

Peranan katalis dalam menurunkan energi pengaktifan ditunjukkan pada gambar 3.8.



Gambar 3.8 Katalis menurunkan energi pengaktifan sehingga memperbesar laju reaksi

Jenis katalis

Katalis digolongkan sebagai katalis homogen dan heterogen. Katalis homogen adalah katalis yang memiliki fase yang sama dengan pereaksi dan bekerja melalui penggabungan dengan molekul atau ion pereaksi membentuk keadaan 'antara'. Keadaan antara ini bergabung dengan pereaksi lainnya membentuk produk dan setelah produk dihasilkan, katalis melakukan regenerasi sebagai zat semula.

Suatu katalis heterogen adalah katalis yang berbeda fase dengan pereaksi dan produk. Katalis ini biasanya padatan dalam pereaksi gas atau cairan, dan reaksi terjadi pada permukaan katalis heterogen. Untuk alasan ini, katalis biasanya dipecah-pecah menjadi butiran halus.



Rangkuman

1. Laju reaksi adalah laju perubahan konsentrasi pereaksi atau produk. Kita dapat mendefinisikan laju reaksi dalam bentuk perubahan konsentrasi setiap pereaksi atau produk, dan kita dapat menghubungkan berbagai definisi ini melalui stoikiometri reaksi.
2. Hukum laju adalah suatu persamaan yang menunjukkan hubungan antara laju reaksi tertentu dengan konsentrasi pereaksinya. Umumnya, hukum laju berbentuk
$$r = k [X]^a [Y]^b [Z]^c$$
 k adalah tetapan laju, $[X]$, $[Y]$, $[Z]$ adalah konsentrasi pereaksi, dan a , b , c adalah orde reaksi.
3. a. Orde reaksi merupakan jumlah keseluruhan orde pereaksi, yang dapat berharga 0, 1, 2, dan pecahan atau negatif.
b. Orde reaksi tidak ada hubungan dengan koefisien stoikiometri pereaksi.
4. Mekanisme reaksi adalah urutan kejadian molekuler yang menghasilkan perubahan kimia secara keseluruhan. Tahap-tahap mekanisme dinamakan reaksi elementer yang orde kinetiknya cocok dengan kemolekularitasannya.
5. Tahap reaksi elementer dalam mekanisme reaksi yang menentukan laju reaksi adalah tahap yang paling lambat. Dengan kata lain, tahap paling lambat adalah tahap penentu laju reaksi.
6. Laju reaksi dalam sistem heterogen bergantung pada luas permukaan antara dua fase yang bersentuhan.
7. Katalis meningkatkan laju reaksi tanpa turut bereaksi. Konsentrasi katalis dalam sistem homogen diperhitungkan dalam persamaan laju. Dalam sistem heterogen, atau permukaan katalis, katalis berbeda fase dengan pereaksi.
8. Katalis homogen melakukan pengaruh kinetiknya dengan cara mengubah tahap penentu laju dalam mekanisme reaksi menjadi lebih cepat, dan pada akhir reaksi katalis diperoleh kembali.
9. Dalam katalis heterogen, molekul pereaksi diserap secara kimiawi pada pusat aktif di permukaan katalis, selanjutnya molekul bereaksi dan produk reaksi berdifusi dari permukaan.