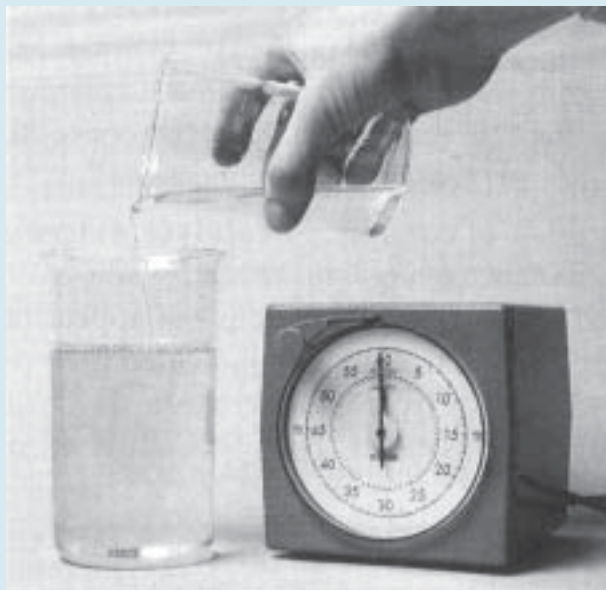


Bab IV

Laju Reaksi



Sumber: Ebbing, General Chemistry

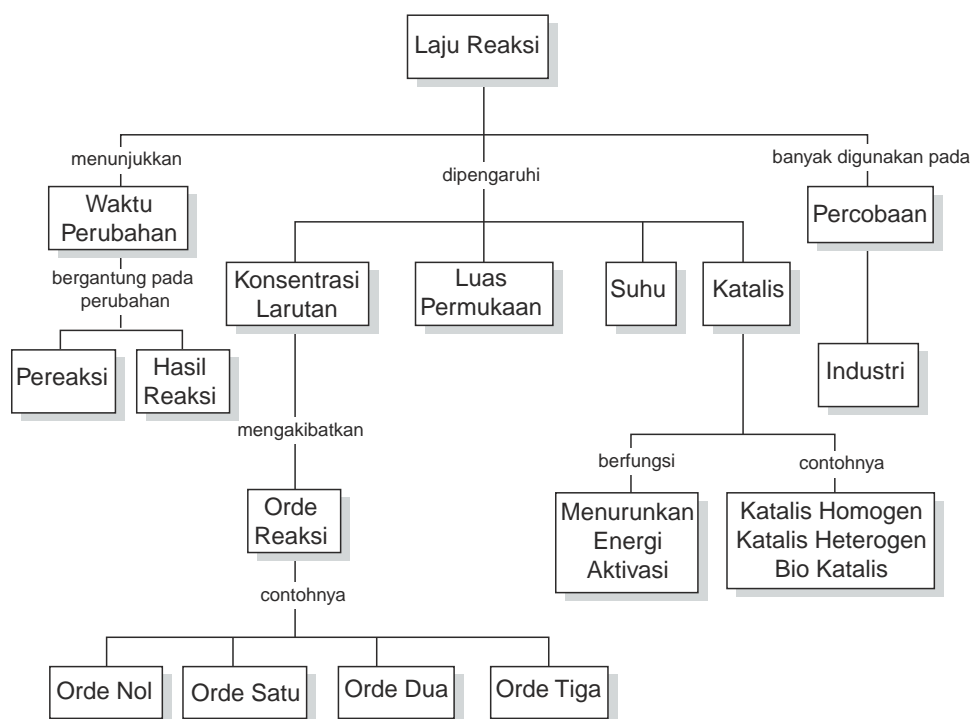
Laju reaksi menunjukkan perubahan konsentrasi pereaksi atau hasil reaksi persatuan waktu.

TUJUAN PEMBELAJARAN

Setelah mengikuti pembelajaran siswa dapat :

1. mendeskripsikan pengertian laju reaksi, memahami teori tumbukan untuk menjelaskan faktor-faktor penentu laju dan orde reaksi serta terapannya dalam kehidupan sehari-hari,
2. menjelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi berdasarkan percobaan, menentukan orde reaksi dari data-data percobaan,
4. menjelaskan teori tumbukan pada reaksi kimia,
5. menjelaskan hubungan energi aktivasi dengan laju reaksi,
6. memberikan contoh penerapan laju reaksi pada industri dan kehidupan sehari-hari.

PETA KONSEP



Pernahkah kamu naik lift dan tangga di gedung tinggi? Tingkat yang sama, coba bandingkan terjadinya ledakan bom dengan perhatikan mana yang lecih cepat? Terjadinya ledakan bom dan perkaratan akibat reaksi kimia. Cepat dan lambat merupakan kata-kata yang menunjukkan kecepatan atau laju.

Laju merupakan ukuran perubahan sesuatu yang terjadi dalam satuan waktu. Laju reaksi merupakan ukuran perubahan konsentrasi dalam satuan waktu.

Laju reaksi dipengaruhi oleh berbagai faktor. Faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi adalah konsentrasi pereaksi, suhu, luas permukaan, dan katalis. Di dalam industri, faktor-faktor ini sangat diperhatikan karena dapat mempengaruhi produk yang dihasilkan.

Pada bab ini akan dijelaskan tentang pengertian laju reaksi, orde reaksi, dan faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi serta penerapannya dalam kehidupan sehari-hari. Untuk memahami laju reaksi yang melibatkan larutan ditentukan satuan konsentrasi. Oleh karena itu, pada bab ini akan diuraikan dulu tentang konsentrasi larutan.

A. Konsentrasi Larutan

Dalam melakukan percobaan di laboratorium, seringkali reaksi yang dilakukan dalam bentuk larutan. Satuan konsentrasi larutan yang umum digunakan adalah *molaritas* (M). Larutan dengan konsentrasi 1 M artinya di dalam 1 L larutan tersebut terdapat 1 mol zat terlarut.

Secara matematis, hubungan antara molaritas dengan mol dan volum larutan ditulis sebagai berikut.

$$M = \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{liter larutan}} \text{ atau } M = \frac{\text{massa zat terlarut}}{M_r} \times \frac{1.000 \text{ mL}}{\text{volum larutan}}$$

Contoh Soal

1. 0,02 mol HCl dimasukkan ke dalam air hingga volumenya menjadi 250 mL. Tentukan konsentrasi HCl dalam larutan tersebut!

Penyelesaian:

$$M \text{ HCl} = 0,02 \text{ mol} \times \frac{1.000}{250} \text{ L}^{-1} = 0,08 \text{ mol liter}^{-1}$$

2. 4 gram NaOH dilarutkan ke dalam air hingga volumenya menjadi 500 mL. Tentukan konsentrasi NaOH dalam larutan tersebut! (M_r NaOH = 40).

Penyelesaian:

$$M \text{ NaOH} = \frac{4}{40} \text{ mol} \times \frac{1.000}{250} \text{ L}^{-1} = 0,4 \text{ mol liter}^{-1}$$

3. Berapa mol HCl yang terdapat di dalam 100 mL larutan HCl 0,01 M?

Penyelesaian:

$$\text{mol HCl} = 0,01 \text{ mol L}^{-1} \times \frac{100}{1.000} \text{ L} = 0,001 \text{ mol}$$

Pengenceran larutan

Di laboratorium larutan yang berasal dari pabriknya, biasanya dalam konsentrasi tinggi, misalnya asam klorida 12 M, dan asam asetat 17 M.

Reaksi-reaksi kimia biasanya dilakukan pada konsentrasi larutan yang rendah misalnya 1 M atau 0,1 M. Untuk keperluan tersebut, larutan yang pekat harus diencerkan dahulu dengan menambahkan air. Di dalam pengenceran larutan, jumlah mol zat pada larutan pekat sama dengan larutan encer, hanya volum larutannya yang berubah.

Jumlah mol zat terlarut dapat dihitung dengan mengalikan volum (V) dengan molaritas larutan.

$$\begin{aligned} V \times M &= \text{volum larutan} \times \frac{\text{mol zat terlarut}}{\text{volum larutan}} \\ &= \text{mol zat terlarut} \end{aligned}$$

Dengan demikian hasil perkalian volum dan molaritas larutan semula ($V_1 M_1$) sama dengan hasil perkalian volum dan molaritas larutan setelah pengenceran ($V_2 M_2$).

$$V_1 M_1 = V_2 M_2$$

V_1 = volum sebelum pengenceran

M_1 = konsentrasi molar sebelum pengenceran

V_2 = volum sesudah pengenceran

M_2 = konsentrasi molar sesudah pengenceran

Contoh Soal

1. Tentukan konsentrasi larutan yang terjadi jika kedalam 10 mL $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,5 M ditambah 10 mL air!

Penyelesaian:

$$V_1 M_1 = V_2 M_2$$

$$10 \text{ mL} \times 0,5 \text{ M} = 20 \text{ mL} \times M_2$$

$$M_2 = 0,25$$

Konsentrasi larutan setelah diencerkan = 0,25 M.

2. Berapa volum air yang harus kita tambahkan pada 50 mL larutan 0,5 M KOH, agar kita memperoleh larutan KOH dengan konsentrasi 0,1M?

Penyelesaian:

$$V_1 M_1 = V_2 M_2$$

$$50 \text{ mL} \times 0,5 \text{ M} = V_2 \times 0,1 \text{ M} \rightarrow V_2 = 250 \text{ mL}$$

Agar volum akhir 250 mL, maka air yang harus ditambahkan adalah $(250 - 50) \text{ mL} = 200 \text{ mL}$

3. Berapa gram garam dapur ($M_r = 58,5$) yang harus dilarutkan untuk membuat 500 mL larutan dengan konsentrasi 0,15 M?

Penyelesaian:

$$M = \frac{\text{massa zat terlarut}}{M_r} \times \frac{1.000 \text{ mL}}{\text{volum larutan}}$$

$$0,15 = \frac{\text{massa zat terlarut}}{58,5} \times \frac{1.000 \text{ mL}}{500 \text{ mL}}$$

$$\begin{aligned} \text{Massa zat terlarut} &= 0,15 \times 58,5 \times 0,5 \text{ L} \\ &= 4,3875 \text{ gram} \end{aligned}$$

Jadi, garam dapur yang harus dilarutkan adalah 4,3875 gram.

Latihan 4.1

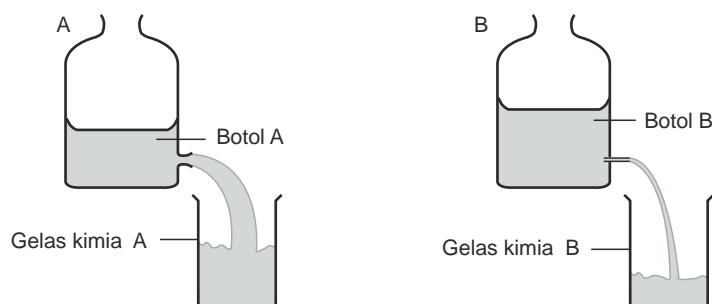
Selesaikan soal-soal berikut!

1. Untuk mendapatkan larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 2 M sebanyak 250 mL, berapa gram $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ yang dibutuhkan ($A_r \text{ Na} = 23$, $\text{S} = 32$, $\text{O} = 16$)!
2. Tentukan molaritas larutan, jika 2 gram NaOH dilarutkan dalam air sampai volum 500 mL!
3. Tentukan konsentrasi larutan jika ke dalam 10 mL larutan HCl 2 M ditambahkan air 30 mL!

B. Konsep Laju Reaksi

Apa yang dimaksud dengan laju reaksi? Di dalam reaksi kimia pereaksi berubah menjadi hasil reaksi. Laju dari perubahan zat adalah ukuran jumlah perubahan zat yang terjadi tiap satuan waktu.

Bagaimana cara mengukur laju reaksi ini? Untuk mempelajarinya perhatikan ilustrasi berikut.



Sumber: Lewis, Thinking Chemistry

Gambar 4.1 Membandingkan laju reaksi air pada botol A dan B

Pada Gambar 4.1, air dialirkan dari botol besar ke gelas kimia. Lubang untuk aliran kedua botol tersebut berbeda. Pada botol yang mana laju aliran air yang lebih cepat? Dari percobaan ini, laju dapat ditentukan dengan dua cara yaitu dengan mengukur volum air yang berkurang dari botol per satuan waktu dan volum air yang bertambah pada gelas kimia per satuan waktu.

Dari ilustrasi tersebut maka untuk mengukur laju reaksi dapat ditentukan dengan dua cara yaitu dengan mengukur:

1. jumlah pereaksi yang digunakan atau bereaksi per satuan waktu, dan
2. jumlah hasil reaksi yang terbentuk per satuan waktu.

Misalnya pada saat mereaksikan logam magnesium dengan asam klorida dengan reaksi: $\text{Mg}(s) + 2 \text{HCl}(aq) \longrightarrow \text{MgCl}_2(aq) + \text{H}_2(g)$

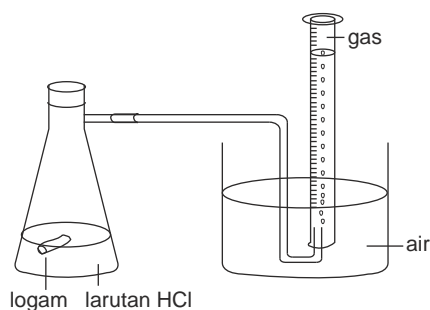
Laju reaksi dapat dihitung dengan mengukur jumlah magnesium atau asam klorida yang digunakan dalam waktu tertentu atau jumlah magnesium klorida atau gas hidrogen yang terbentuk dalam waktu tertentu.

Bagaimana cara mengukur jumlah pereaksi atau hasil reaksi dalam suatu reaksi? Dalam beberapa reaksi, pereaksi dan hasil reaksi dalam keadaan bercampur dan dalam wujud yang sama. Untuk memisahkannya cukup sulit. Oleh karena itu, pengukuran laju reaksi akan lebih mudah pada reaksi yang wujud hasil reaksinya berbeda dengan pereaksi.

Pengukuran laju reaksi yang menghasilkan gas dapat dilakukan dengan mengukur volum gas yang terjadi dalam waktu yang ditentukan atau mengukur massa setelah beberapa waktu yang ditentukan.

1. Menghitung Laju Reaksi dengan Mengukur Perubahan Volum

Sebagai contoh pengukuran laju reaksi untuk reaksi logam dengan asam. Perhatikan Gambar 4.2.



Sumber: Lewis, *Thinking Chemistry*

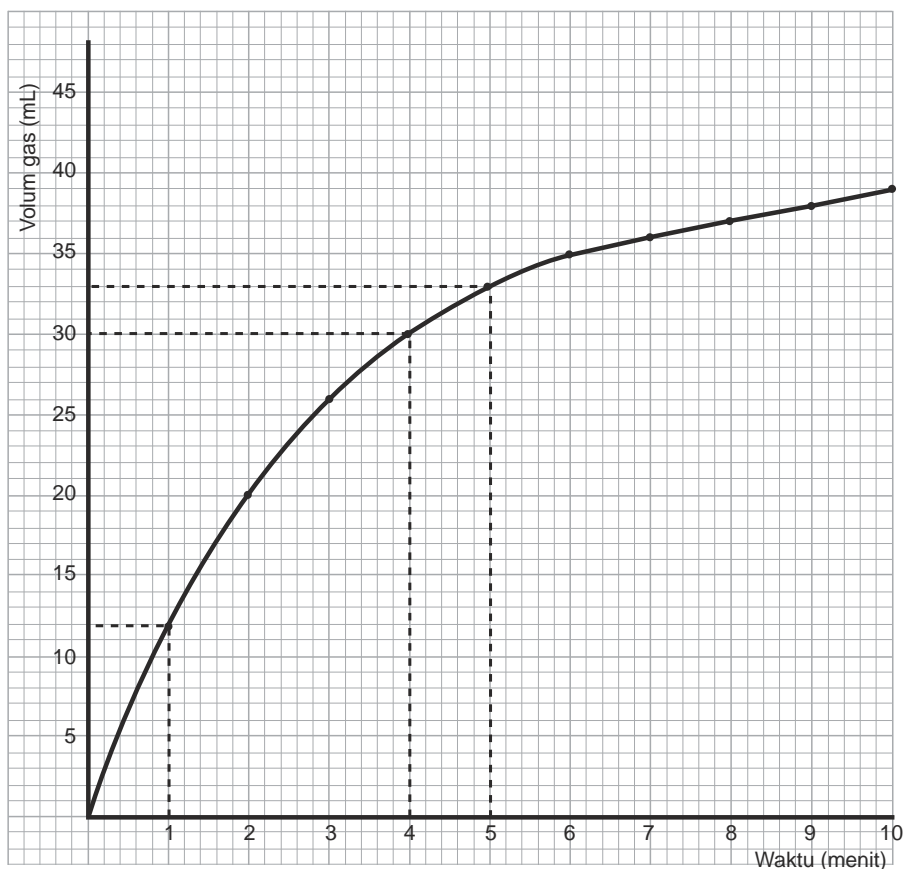
Gambar 4.2 Mengukur laju reaksi dengan mengukur perubahan volum

Pada percobaan ini digunakan labu erlenmeyer berlingan. Pada saat logam dimasukkan ke dalam larutan asam, labu erlenmeyer segera ditutup. Asam dan logam akan bereaksi menghasilkan gas. Gas yang terbentuk akan menekan air sehingga volum gas dapat diukur. Volum gas diukur tiap menit. Hasil percobaannya dapat dilihat pada Tabel 4.1.

Tabel 4.1 Hasil pengukuran volum gas yang terbentuk dari reaksi asam dan logam

Waktu (menit)	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Volum gas (mL)	0	12	20	26	30	33	35	36,5	37,5	38	38

Data percobaan tersebut dapat dibuat grafik seperti Gambar 4.3.



Sumber: Lewis, Thinking Chemistry

Gambar 4.3 Grafik antara volum gas yang dihasilkan dari reaksi asam dan logam dengan waktu (menit)

Dari data percobaan dapat dilihat reaksi mula-mula sangat cepat gas yang dihasilkan 12 mL dalam waktu 1 menit. Tetapi setelah 5 menit hanya 3 mL dan setelah 9 menit tidak ada lagi gas yang dihasilkan, artinya reaksi telah selesai.

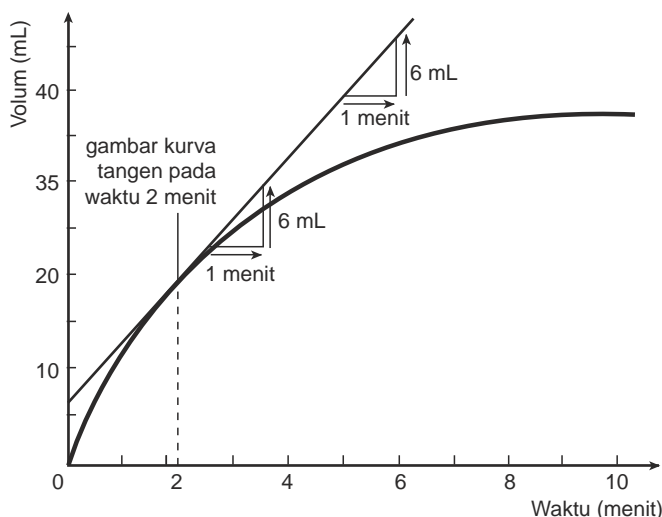
Untuk menentukan laju reaksinya diambil dari kemiringan (gradien) kurva pada waktu-waktu tertentu dan menggambarkan tangens pada kurva. Langkah-langkahnya yaitu:

- Buat garis miring pada titik yang menunjukkan waktu 2 menit.
- Gambarkan tangens pada kurva.
- Ukur perubahan jarak vertikal dan perubahan jarak horisontal.

Hitung kemiringan (gradien) dengan rumus:

$$\text{Gradien} = \frac{\text{Perubahan jarak vertikal}}{\text{Perubahan jarak horisontal}}$$

Perhatikan Gambar 4.4



Sumber: Lewis, Thinking Chemistry

Gambar 4.4 Menentukan gradien

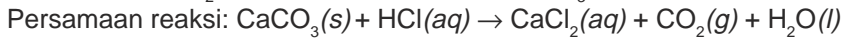
Pada diagram, perubahan jarak vertikal = perubahan volum dan perubahan jarak horisontal = perubahan waktu.

$$\text{Jadi gradien} = \frac{\text{Perubahan volum}}{\text{Perubahan waktu}} = \frac{6 \text{ mL}}{1 \text{ menit}} = 6 \text{ mL per menit}$$

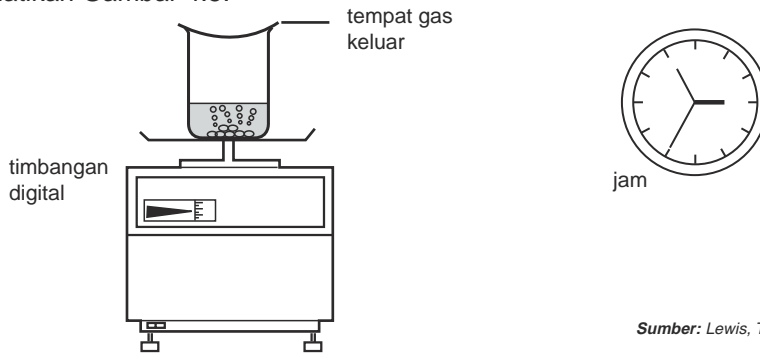
Gradien pada grafik menunjukkan perubahan volum per satuan waktu atau laju reaksi, maka laju reaksi di atas adalah 6 mL per menit. Artinya setiap 1 menit dihasilkan 6 mL hidrogen.

2. Menghitung Laju Reaksi melalui Perubahan Massa

Metode ini cocok untuk reaksi yang menghasilkan gas dengan massa cukup tinggi seperti CO_2 . Misalnya reaksi antara CaCO_3 dengan HCl .



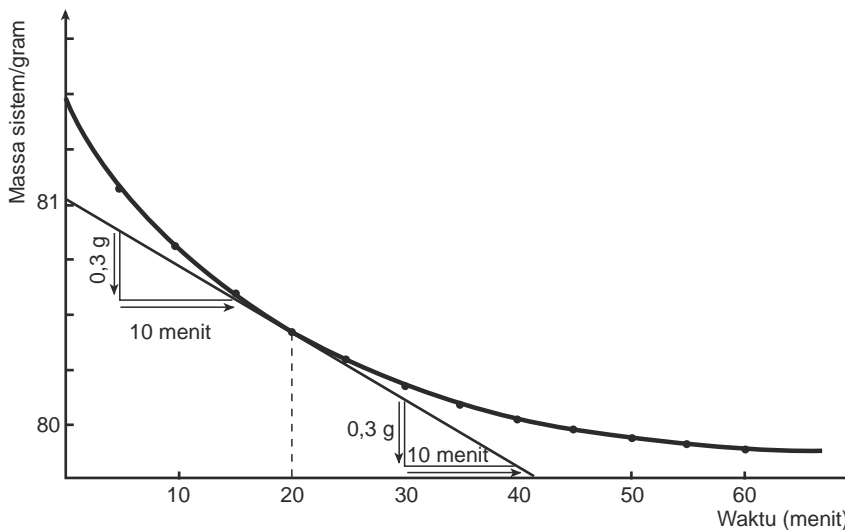
Berikut ini adalah cara mengukur perubahan massa zat selama reaksi dan perhitungan laju reaksinya berdasarkan grafik perubahan massa zat selama reaksi. Perhatikan Gambar 4.5.



Sumber: Lewis, Thinking Chemistry

Gambar 4.5 Mengukur laju reaksi melalui perubahan massa

Pada percobaan ini sistem yang terdiri dari zat yang direaksikan dan peralatan diletakkan pada timbangan digital. Gelas penutup gelas kimia diganjal sehingga ada celah kecil agar gas dapat keluar. Akibat gas hasil reaksi keluar maka massa sistem setiap waktu akan berkurang. Hasil pengamatan pengukuran massa setiap menit dibuat grafik misalnya seperti Gambar 4.6.



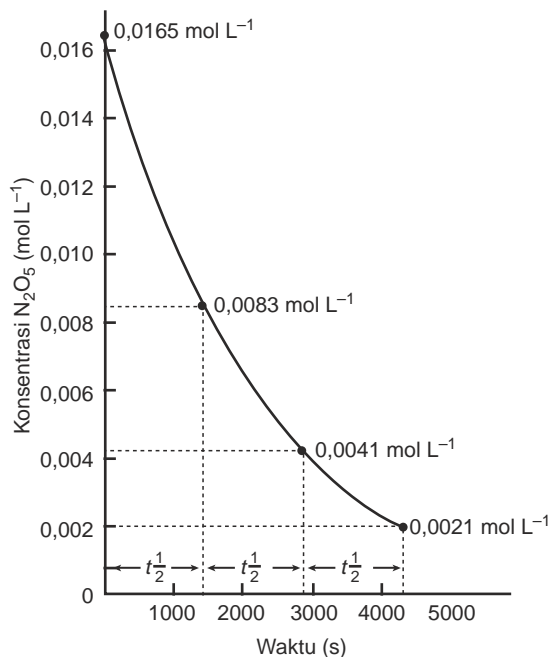
Gambar 4.6 Menentukan gradien

Sumber: Lewis, Thinking Chemistry

$$\text{Gradien} = \frac{0,3 \text{ gram}}{10 \text{ menit}} = \frac{0,03 \text{ gram}}{1 \text{ menit}}$$

\therefore Laju reaksi = 0,03 gram CO_2 yang dihasilkan per menit.

Jika pada percobaan yang diukur adalah *perubahan konsentrasi* seperti pada grafik berikut.



Sumber: Ebbing, General Chemistry

Gambar 4.6 Grafik konsentrasi terhadap waktu

Kemiringannya dapat dihitung dengan rumus:

$$\text{Kemiringan} = \frac{\text{perubahan jarak vertikal}}{\text{perubahan jarak horisontal}} = \frac{\text{perubahan konsentrasi}}{\text{perubahan waktu}}$$

Berdasarkan grafik di atas dapat disimpulkan bahwa laju reaksi adalah perubahan konsentrasi pereaksi atau hasil reaksi per satuan waktu.

Laju reaksi dapat dirumuskan sebagai berikut.

- Untuk perubahan konsentrasi pereaksi: $r = \frac{-\Delta C}{\Delta t}$

Tanda negatif menunjukkan konsentrasi pereaksi berkurang selama bereaksi.

- Untuk perubahan konsentrasi hasil reaksi :

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

r = laju reaksi

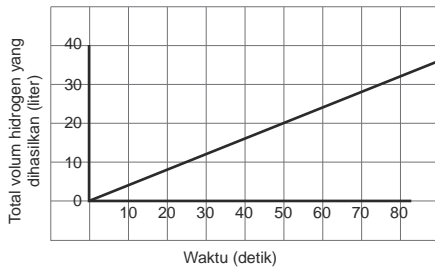
ΔC = perubahan konsentrasi

Δt = perubahan waktu

Satuan untuk laju reaksi adalah mol liter⁻¹ detik⁻¹ atau M detik⁻¹.

Contoh Soal

1. Data percobaan reaksi antara Mg dengan HCl digambarkan dalam grafik sebagai berikut!



Tentukan rata-rata laju reaksi pembentukan gas H₂!

Penyelesaian:

$$r = \frac{32 \text{ L}}{80 \text{ detik}} = 0,4 \text{ L detik}^{-1}$$

2. Untuk reaksi $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$
Jika konsentrasi gas N₂ mula-mula = 1 mol L⁻¹ setelah selang waktu 5 menit ternyata konsentrasi N₂ tersisa 0,5 mol L⁻¹, tentukan laju reaksi untuk: N₂, H₂, dan NH₃.

Penyelesaian:

$$\begin{aligned} \Delta[\text{N}_2] &= [\text{N}_2]_{\text{sisa}} - [\text{N}_2]_{\text{mula-mula}} \\ &= 0,5 \text{ mol L}^{-1} - 1 \text{ mol L}^{-1} \\ &= -0,5 \text{ mol L}^{-1} \end{aligned}$$

$$\Delta t = 5 \times 60 \text{ detik} = 300 \text{ detik}$$

$$\text{Laju reaksi pengurangan N}_2 : r = \frac{-(-0,5 \text{ mol L}^{-1})}{300 \text{ detik}} = 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ detik}^{-1}$$

Dalam stoikiometri, perbandingan mol berbanding lurus dengan perbandingan koefisien reaksi dapat dikatakan berbanding lurus dengan laju pengurangan dan penambahan zat reaksi.

$$\begin{aligned} \text{Laju pengurangan H}_2 &= 3 \times \text{laju pengurangan N}_2 \\ &= 3 \times 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ detik}^{-1} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ detik}^{-1} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{Laju penambahan NH}_3 &= 2 \times \text{laju pengurangan N}_2 \\ &= 2 \times 1,67 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ detik}^{-1} = 3,34 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ detik}^{-1} \end{aligned}$$

Latihan 4.2

Selesaikan soal-soal berikut!

- Reaksi: $2 \text{A} + 3 \text{B} \rightarrow \text{C} + 4 \text{D}$
Tuliskan rumus umum untuk menghitung laju reaksi berdasarkan perubahan zat A, B, C, dan D!
- Reaksi: $2 \text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 4 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$
Dalam waktu 100 detik berkurang gas N₂O₅ sebanyak 1,08 gram (jika A_r N = 14, O = 16). Hitung laju reaksi untuk N₂O₅, NO₂, dan O₂!

C. Persamaan Laju Reaksi dan Orde Reaksi

Pada umumnya hubungan antara laju reaksi dengan konsentrasi zat-zat pereaksi hanya diturunkan dari data eksperimen. Bilangan pangkat yang menyatakan hubungan konsentrasi zat pereaksi dengan laju reaksi disebut *orde reaksi*. Untuk reaksi $a A + b B \longrightarrow c C + d D$, persamaan laju reaksi ditulis:

dengan

r = laju reaksi

k = tetapan laju reaksi

$[A]$ = konsentrasi zat A dalam mol per liter

$[B]$ = konsentrasi zat B dalam mol per liter

m = orde reaksi terhadap zat A

n = orde reaksi terhadap zat B

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

Beberapa contoh reaksi dan rumus laju reaksi yang diperoleh dari hasil eksperimen dapat dilihat pada Tabel 4.2.

Tabel 4.2 Contoh beberapa reaksi dan rumus laju reaksinya

Reaksi	Rumus Laju Reaksi
$2 \text{H}_2(g) + 2 \text{NO}(g) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(g) + \text{N}_2(g)$	$r = k[\text{H}_2][\text{NO}]^2$
$\text{H}_2(g) + \text{I}_2(g) \longrightarrow 2 \text{HI}(g)$	$r = k[\text{H}_2][\text{I}_2]$
$2 \text{HI}(g) \longrightarrow \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$	$r = k[\text{HI}]^2$
$2 \text{H}_2(g) + \text{SO}_2(g) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(g) + \text{S}(g)$	$r = k[\text{H}_2][\text{SO}_2]$
$2 \text{H}_2\text{O}_2(aq) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(l) + \text{O}_2(g)$	$r = k[\text{H}_2\text{O}_2]^2$

Sumber: Ebbing, General Chemistry

Orde reaksi dapat ditentukan dari persamaan laju reaksi. Misalnya, pada reaksi $2 \text{H}_2(g) + 2 \text{NO}(g) \longrightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(g) + \text{N}_2(g)$ dengan persamaan laju reaksi $r = k[\text{H}_2][\text{NO}]^2$, orde reaksi terhadap H_2 = orde satu, orde reaksi terhadap NO = orde dua, dan orde reaksi total adalah tiga. Untuk lebih memahami cara menentukan orde reaksi dan rumus laju reaksi, perhatikan contoh soal berikut.

Contoh Soal

Gas nitrogen oksida dan gas klor bereaksi pada suhu 300 K menurut persamaan $2\text{NO}(g) + \text{Cl}_2(g) \rightleftharpoons 2 \text{NOCl}(g)$

Laju reaksi diikuti dengan mengukur pertambahan konsentrasi NOCl dan diperoleh data sebagai berikut.

Percobaan	[Cl ₂] mol L ⁻¹	[NO] mol L ⁻¹	Laju Pembentukan NOCl (mol L ⁻¹ detik ⁻¹)
1	0,10	0,10	0,0001
2	0,10	0,20	0,0004
3	0,10	0,30	0,0009
4	0,20	0,10	0,0002
5	0,30	0,10	0,0003

- Tentukan orde reaksi terhadap NO, terhadap Cl₂, dan orde reaksi total!
- Tulis rumus laju reaksi.
- Hitung harga *k*.

Penyelesaian:

- Orde reaksi terhadap NO
(gunakan data nomor 1 dan 2)

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{k \cdot [\text{Cl}_2]_1^m \cdot [\text{NO}]_1^n}{k \cdot [\text{Cl}_2]_2^m \cdot [\text{NO}]_2^n}$$

$$\frac{0,0001 \text{ mol L}^{-1} \text{ detik}^{-1}}{0,0004 \text{ mol L}^{-1} \text{ detik}^{-1}} = \frac{k \cdot (0,1 \text{ mol L}^{-1})^m \cdot (0,1 \text{ mol L}^{-1})^n}{k \cdot (0,1 \text{ mol L}^{-1})^m \cdot (0,2 \text{ mol L}^{-1})^n}$$

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

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

$$n = 2$$

Jadi, orde reaksi terhadap NO adalah 2.

Bandingkan hasilnya bila kamu menggunakan data nomor 1 dengan 3 atau 2 dengan 3.

- Orde reaksi terhadap Cl₂
(gunakan data nomor 1 dan 4)

$$\frac{r_1}{r_4} = \frac{k \cdot [\text{Cl}_2]_1^m \cdot [\text{NO}]_1^n}{k \cdot [\text{Cl}_2]_4^m \cdot [\text{NO}]_4^n}$$

$$\frac{0,0001 \text{ mol L}^{-1} \text{ detik}^{-1}}{0,0002 \text{ mol L}^{-1} \text{ detik}^{-1}} = \frac{k \cdot (0,10 \text{ mol L}^{-1})^m \cdot (0,10 \text{ mol L}^{-1})^n}{k \cdot (0,20 \text{ mol L}^{-1})^m \cdot (0,10 \text{ mol L}^{-1})^n}$$

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

$$m = 1$$

Jadi, orde reaksi terhadap Cl₂ adalah 1.

Orde reaksi total = *m* + *n* = 1 + 2 = 3.

- b. Rumus laju reaksi yaitu: $r = k[\text{Cl}_2][\text{NO}]^2$
 c. Untuk menghitung k dapat menggunakan salah satu data, misalnya data nomor 5.

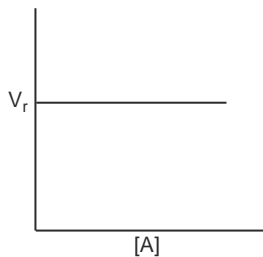
$$r = k[\text{Cl}_2][\text{NO}]^2$$

$$0,0003 \text{ mol L}^{-1} \text{ detik}^{-1} = k \cdot [0,3 \text{ mol L}^{-1}][0,10 \text{ mol L}^{-1}]^2$$

$$k = \frac{0,0003 \text{ mol L}^{-1} \text{ detik}^{-1}}{0,003 \text{ mol}^3 \text{ L}^{-3}} = 0,1 \frac{\text{mol L}^{-1} \text{ detik}^{-1}}{\text{mol}^3 \text{ L}^{-3}} = 0,1 \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \text{ detik}}$$

Orde reaksi dapat juga ditentukan melalui kecenderungan dari data suatu percobaan yang digambarkan dengan grafik. Berikut ini dijelaskan penentuan orde reaksi melalui grafik.

1. Grafik Orde Nol



Gambar 4.8 Hubungan kecepatan dengan konsentrasi

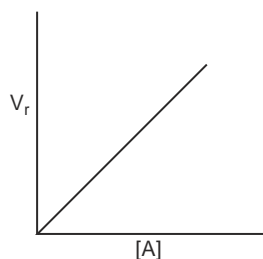
Laju reaksi tidak dipengaruhi oleh besarnya konsentrasi pereaksi. Persamaan laju reaksinya ditulis:

$$r = k[\text{A}]^0$$

Bilangan dipangkatkan nol sama dengan satu sehingga persamaan laju reaksi menjadi: $r \approx k$.

Jadi, reaksi dengan laju tetap mempunyai orde reaksi nol. Grafiknya digambarkan seperti Gambar 4.8.

2. Grafik Orde Satu



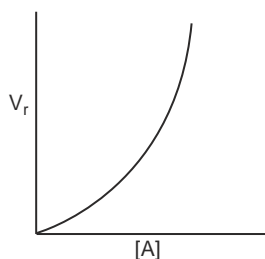
Gambar 4.9 Hubungan kecepatan dengan konsentrasi

Untuk orde satu, persamaan laju reaksi adalah: $r = k[\text{A}]^1$.

Persamaan reaksi orde satu merupakan persamaan linier berarti laju reaksi berbanding lurus terhadap konsentrasinya pereaksinya. Jika konsentrasi pereaksinya dinaikkan misalnya 4 kali, maka laju reaksi akan menjadi 4^1 atau 4 kali lebih besar.

Grafiknya digambarkan seperti Gambar 4.9.

3. Grafik Orde Dua



Gambar 4.10 Hubungan konsentrasi dengan waktu

Persamaan laju reaksi untuk reaksi orde dua adalah: $r = k[A]^2$. Apabila suatu reaksi berorde dua terhadap suatu pereaksi berarti laju reaksi itu berubah secara kuadrat terhadap perubahan konsentrasinya. Apabila konsentrasi zat A dinaikkan misalnya 2 kali, maka laju reaksi akan menjadi 2^2 atau 4 kali lebih besar.

Grafiknya digambarkan seperti Gambar 4.10.

Latihan 4.3

Selesaikan soal-soal berikut!

- Jelaskan apa yang dimaksud dengan orde reaksi dan bagaimana menentukan orde reaksi keseluruhan?
 - Jelaskan apa yang dimaksud dengan:
 - orde reaksi kenol,
 - orde reaksi kesatu,
 - orde reaksi kedua.

- Dari suatu eksperimen reaksi:

$2 \text{H}_2 + 2 \text{NO} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$ pada 273°C diperoleh data sebagai berikut:

Percobaan	$[\text{H}_2]$ mol L^{-1}	$[\text{NO}]$ mol L^{-1}	Laju Reaksi $\text{mol L}^{-1} \text{detik}^{-1}$
1	0,1	0,1	30
2	0,5	0,1	150
3	0,1	0,3	270

- Tentukan:
 - orde reaksi,
 - persamaan laju reaksi,
 - tetapan laju reaksi.
- Bagaimana perubahan laju reaksi apabila $[\text{H}_2]$ diperkecil 2 kali dan $[\text{NO}]$ diperbesar 4 kali?

D. Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi

Mengapa gula lebih mudah larut dalam air panas? Suhu merupakan salah satu faktor yang mempengaruhi kelarutan zat. Suhu juga merupakan faktor yang mempengaruhi laju reaksi. Faktor lain yang mempengaruhi laju reaksi adalah luas permukaan, konsentrasi, dan katalis.

Ada berbagai percobaan untuk memahami faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi. Percobaan ini melibatkan berbagai variabel, seperti variabel manipulasi, variabel respon, dan variabel kontrol.

Variabel adalah suatu besaran yang dapat bervariasi atau berubah pada keadaan tertentu. Variabel manipulasi yaitu variabel yang sengaja diubah. *Variabel respon* yaitu variabel yang berubah akibat pemanipulasian *variabel manipulasi*. *Variabel kontrol* yaitu variabel yang sengaja dikontrol agar tidak mempengaruhi hasil eksperimen.

Berbagai faktor yang mempengaruhi laju reaksi akan dibahas berikut ini.

1. Pengaruh Konsentrasi

Untuk mengetahui pengaruh konsentrasi terhadap laju reaksi lakukan kegiatan berikut ini.

KEGIATAN 4.1 Eksperimen

Meneliti Pengaruh Konsentrasi terhadap Laju Reaksi

1. Masukkan 100 mL larutan HCl 1M, 2M, dan 3M ke dalam 3 labu erlenmeyer.
2. Tambahkan 5 gram logam seng ke dalam labu erlenmeyer yang berisi HCl 1 M, dan segera mulut tabung ditutup dengan balon.
3. Catat waktu yang diperlukan sampai balon berdiri tegak seperti gambar.
4. Lakukan percobaan dengan menggunakan larutan HCl 2 M dan 3 M.



Misalkan data laju reaksi pada percobaan di atas adalah sebagai berikut.

Percobaan	[HCl] (M.L ⁻¹)	Massa Seng (gram)	Waktu (detik)	$r \approx \frac{1}{t}$
1	1	5	25	0,040
2	2	5	18	0,056
3	3	5	10	0,100

Pada data percobaan terlihat makin besar konsentrasi HCl laju reaksi makin cepat, maka dapat disimpulkan:

Makin besar konsentrasi, laju reaksi makin cepat

Variabel-variabel pada percobaan tersebut adalah:

Variabel manipulasi : Konsentrasi

Variabel respon : Waktu

Variabel kontrol : Massa logam seng, elastisitas, ukuran balon, volum HCl, cara pengukuran, waktu, dan suhu.

2. Pengaruh Luas Permukaan

Pernahkah kamu membandingkan kelarutan gula yang bentuk kristalnya besar dan kecil? Luas permukaan bidang sentuh antar pereaksi yang heterogen seperti padat dengan cair atau padat dengan gas mempengaruhi laju reaksi.

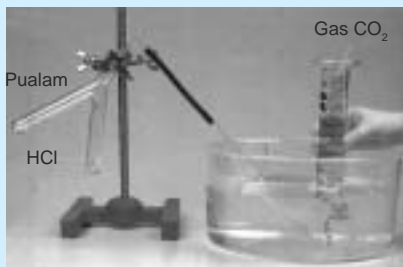
Untuk menyelidikinya dapat dilakukan percobaan reaksi antara batu pualam dengan larutan HCl berikut ini.

Persamaan reaksi:



KEGIATAN 4.2 Eksperimen

Menyelidiki Pengaruh Luas Permukaan Sentuhan terhadap Laju Reaksi



Sumber: New Stage Chemistry

1. Sediakan pualam berbentuk butiran dan kepingan dengan massa yang sama.
2. Reaksikan pualam dengan cara sebagai berikut:
 - a. Siapkan rangkaian alat seperti gambar.
 - b. Masukkan butiran pualam pada labu erlenmeyer yang berisi larutan HCl 3M, tutup labu tersebut.
 - c. Gas CO_2 yang terbentuk ditampung dalam gelas ukur terbalik yang berisi air.
 - d. Tentukan waktu yang diperlukan untuk menampung 10 mL gas CO_2 .
3. Lakukan langkah-langkah tersebut dengan menggunakan pualam berbentuk kepingan.
4. Bandingkan luas permukaan bidang sentuh pada pualam berbentuk keping dan butiran pada massa yang sama.
5. Tentukan variabel manipulasi, respon, dan kontrol pada percobaan tersebut.

Misalkan data hasil eksperimen adalah sebagai berikut.

Percobaan	Volum HCl 3M (mL)	Pualam (1 gram)	Waktu (detik)
1	5	1butiran sebesar pasir	18
2	5	lima keping	31
3	5	satu keping	45

Pada percobaan, pualam berbentuk butiran akan bereaksi lebih cepat dengan pualam bentuk kepingan.

Luas permukaan bidang sentuh pualam dalam bentuk butiran lebih besar daripada pualam bentuk kepingan dalam massa yang sama.

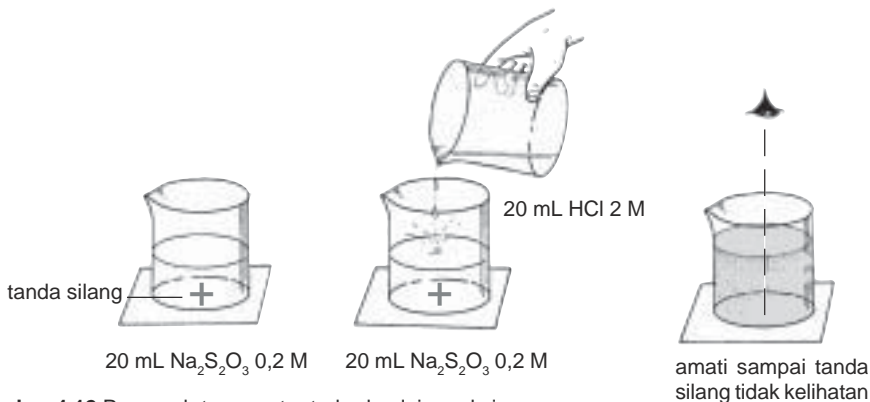
Dengan demikian dapat disimpulkan bahwa:

Makin luas permukaan bidang sentuh, makin cepat laju reaksinya.

3. Pengaruh Temperatur

Untuk mengetahui pengaruh temperatur terhadap laju reaksi, perhatikan data reaksi antara larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ dengan larutan HCl pada temperatur yang berbeda. Persamaan reaksi: $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(aq) + 2 \text{HCl}(aq) \rightarrow 2 \text{NaCl}(aq) + \text{H}_2\text{O}(l) + \text{S}(s) + \text{SO}_2(g)$.

Percobaan dapat dilakukan seperti Gambar 4.12.



Gambar 4.12 Pengaruh temperatur terhadap laju reaksi

Catat waktu mulai dari penambahan larutan HCl pada larutan $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ sampai tanda silang tidak kelihatan.

Berdasarkan percobaan ternyata HCl dengan temperatur yang paling tinggi bereaksi paling cepat.

Dengan demikian dapat disimpulkan bahwa:

Makin tinggi temperatur pereaksi, makin cepat laju reaksinya.

Untuk setiap kenaikan temperatur sebesar 10°C, laju reaksi menjadi dua sampai tiga kali lebih cepat dari semula.

Secara umum, rumus untuk menghitung laju reaksi pada suhu tertentu adalah sebagai berikut.

$$r_2 = r_1(A)^{\frac{T_2 - T_1}{t}}$$

dengan: r_2 = laju reaksi pada suhu tertentu
 r_1 = laju reaksi awal
 T_1 = suhu awal
 T_2 = suhu pada v_2
 A = kelipatan laju reaksi

Untuk menghitung lamanya waktu reaksi dapat digunakan rumus sebagai berikut.

$$t_2 = t_1 \left(\frac{1}{A} \right)^{\frac{T_2 - T_1}{t}}$$

dengan: T_1 = suhu awal
 T_2 = suhu setelah dinaikkan
 A = kelipatan laju reaksi
 t = rata-rata kenaikan suhu

Contoh Soal

1. Suatu reaksi berlangsung dua kali lebih cepat setiap kenaikan suhu 10°C. Jika laju suatu reaksi pada suhu 15°C adalah $a \text{ M detik}^{-1}$, berapa laju reaksi pada suhu 45°C.

Penyelesaian:

Perhitungan dengan menggunakan rumus:

$$r_1 = a \text{ M}, A = 2, T_1 = 15^\circ\text{C}, T_2 = 45^\circ\text{C}, t = 10^\circ\text{C}.$$

$$\begin{aligned} r_2 &= a(2)^{\frac{45 - 15}{10}} \\ &= a(2)^3 = 8a \end{aligned}$$

Jadi, laju reaksi pada suhu 45°C adalah $8a \text{ M detik}^{-1}$

2. Jika, pada suhu 15°C lamanya reaksi 2 menit maka lamanya reaksi pada suhu setelah suhu dinaikkan menjadi 45°C.

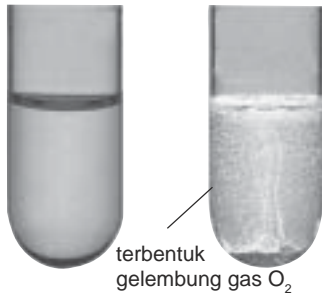
Penyelesaian:

$$\begin{aligned} t_2 &= 2 \left(\frac{1}{2} \right)^3 \\ &= 2 \cdot \frac{1}{8} \\ &= \frac{1}{4} \text{ menit} \end{aligned}$$

Jadi, lamanya reaksi adalah $\frac{1}{4}$ menit.

4. Pengaruh Katalis

Reaksi-reaksi kimia di dalam proses pembuatan suatu produk misalnya gas amonia harus dilakukan dengan laju reaksi yang tinggi untuk mendapatkan produk yang banyak dalam waktu singkat. Dengan cara meningkatkan suhu ternyata memerlukan biaya tinggi dan kadang-kadang produk tidak tahan suhu tinggi. Alternatif lain yaitu dengan memberikan katalis. Apa yang dimaksud dengan katalis?



Sumber: New Stage Chemistry

Gambar 4.13 Pengaruh katalis

Di laboratorium pengaruh katalis terhadap laju reaksi dapat dibuktikan dengan percobaan, misalnya penguraian H_2O_2 oleh kalium natrium tartrat, dengan katalis larutan CoCl_2 .

Pada reaksi H_2O_2 dengan kalium natrium tartrat, mula-mula gelembung gas O_2 tidak kelihatan, tetapi setelah ditetesi larutan kobalt(II) klorida yang berwarna merah muda, gelembung gas O_2 timbul dengan jumlah yang banyak.

Pada reaksi tersebut, larutan kobalt(II) klorida bertindak sebagai katalis. Kobalt(II) klorida turut bereaksi, tetapi pada akhir reaksi zat itu terbentuk kembali. Hal ini dapat terlihat pada perubahan warna larutan kobalt(II) klorida dari merah muda menjadi kuning, kemudian hijau, dan akhirnya kembali merah muda. Berdasarkan percobaan ini maka dapat disimpulkan *katalis* adalah zat yang dapat mempercepat suatu reaksi tanpa ikut bereaksi.

Berdasarkan fasenyanya katalis terdiri dari katalis homogen dan katalis heterogen.

a. Katalis Homogen

Katalis homogen yaitu katalis yang mempunyai fase sama dengan fase zat pereaksi.

Contoh:

- 1) Ion Fe^{3+} sebagai katalis pada reaksi oksidasi ion I^- dan $\text{S}_2\text{O}_8^{2-}$.
- 2) Gas NO sebagai katalis pada reaksi di udara.

b. Katalis Heterogen

Katalis heterogen yaitu katalis yang mempunyai fase berbeda dengan fase zat pereaksi.

Contoh:

- 1) Pt atau Ni yang berwujud padat dapat mengkatalisis reaksi adisi etena dengan gas H_2 .
$$\text{C}_2\text{H}_4(g) + \text{H}_2(g) \xrightarrow{\text{Ni}} \text{C}_2\text{H}_6(g)$$
- 2) Pt sebagai katalis pada penguraian gas HI.
$$2 \text{HI}(g) \xrightarrow{\text{Pt}} \text{H}_2(g) + \text{I}_2(g)$$

Ada katalis yang dihasilkan dari reaksi yang sedang berlangsung yang disebut *autokatalis*. Contohnya reaksi kalium permanganat dan asam oksalat dalam suasana asam akan menghasilkan ion Mn^{2+} . Ion Mn^{2+} yang dihasilkan akan mempercepat reaksi tersebut maka ion Mn^{2+} disebut autokatalis.

Untuk mempelajari bagaimana cara kerja katalis dalam suatu reaksi dapat dijelaskan dengan teori tumbukan.

Latihan 4.4

Selesaikan soal-soal berikut!

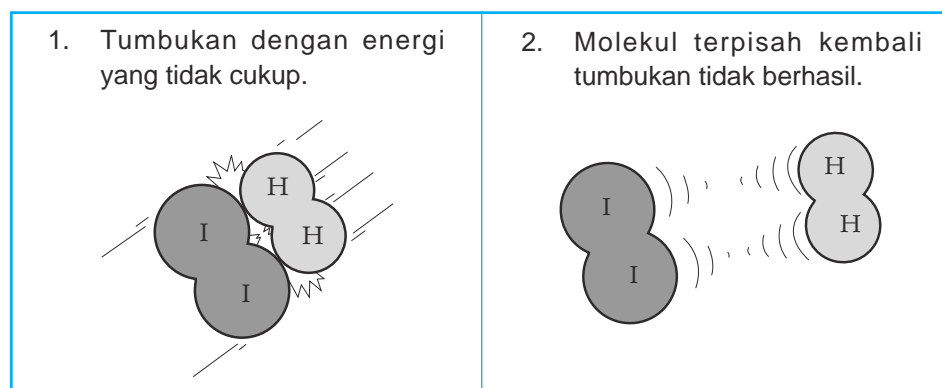
1. Jelaskan dengan singkat bagaimana pengaruh konsentrasi, luas permukaan, dan katalis dapat mempengaruhi laju reaksi!
2. Suatu reaksi berlangsung tiga kali lebih cepat jika suhu dinaikkan sebesar $20^{\circ}C$. Jika pada suhu $30^{\circ}C$ laju reaksi 2 M detik^{-1} berapakah laju reaksi pada suhu $90^{\circ}C$!

E. Teori Tumbukan

Mengapa kenaikan suhu, penambahan luas permukaan, peningkatan konsentrasi, dan penambahan katalis dapat mempengaruhi laju reaksi? Salah satu teori yang dapat menjelaskannya dikenal dengan nama "*teori tumbukan*". Bagaimana teori tumbukan menjelaskan laju reaksi?

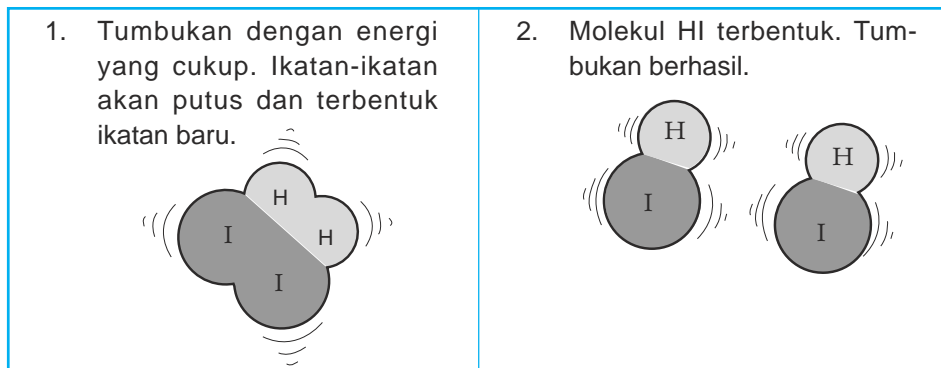
1. Hubungan Faktor-Faktor yang Mempercepat Laju Reaksi dengan Teori Tumbukan

Tumbukan antara pereaksi ada yang menghasilkan reaksi dan tidak, sebagai contoh amati gambar reaksi antara hidrogen dan iodium berikut.



Sumber: Lewis, *Thinking Chemistry*

Gambar 4.14 Tumbukan hidrogen dan iodium yang tidak menghasilkan reaksi



Sumber: Lewis, *Thinking Chemistry*

Gambar 4.15 Tumbukan hidrogen dan iodium yang menghasilkan reaksi

Bagaimana teori tumbukan menjelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi? Perhatikan Tabel 4.3.

Tabel 4.3 Hubungan faktor-faktor yang mempercepat laju reaksi dengan teori tumbukan

Fakta	Uraian Teori
Peningkatan konsentrasi pereaksi dapat mempercepat laju reaksi.	Peningkatan konsentrasi berarti jumlah partikel akan bertambah pada volume tersebut dan menyebabkan tumbukan antarpartikel lebih sering terjadi. Banyaknya tumbukan memungkinkan tumbukan yang berhasil akan bertambah sehingga laju reaksi meningkat.
Peningkatan suhu dapat mempercepat laju reaksi.	Suhu suatu sistem adalah ukuran dari rata-rata energi kinetik dari partikel-partikel pada sistem tersebut. Jika suhu naik maka energi kinetik partikel-partikel akan bertambah, sehingga kemungkinan terjadi tumbukan yang berhasil akan bertambah dan laju reaksi meningkat.
Penambahan luas permukaan bidang sentuh akan mempercepat laju reaksi.	Makin besar luas permukaan, menyebabkan tumbukan makin banyak, karena makin banyak bagian permukaan yang bersentuhan sehingga laju reaksi makin cepat.
Katalis dapat mempercepat reaksi.	Katalis dapat menurunkan energi aktivasi (E_a), sehingga dengan energi yang sama jumlah tumbukan yang berhasil lebih banyak sehingga laju reaksi makin cepat.

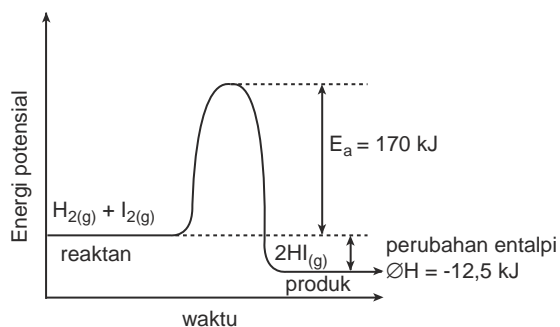
Sumber: Lewis, *Thinking Chemistry*

Berdasarkan teori tumbukan, suatu tumbukan akan menghasilkan suatu reaksi jika ada energi yang cukup. Selain energi, jumlah tumbukan juga berpengaruh. Laju reaksi akan lebih cepat, jika tumbukan antara partikel yang berhasil lebih banyak terjadi.

2. Energi Aktivasi

Pada kenyataannya molekul-molekul dapat bereaksi jika terdapat tumbukan dan molekul-molekul mempunyai energi minimum untuk bereaksi. Energi minimum yang diperlukan untuk bereaksi pada saat molekul bertumbukan disebut *energi aktivasi*. Energi aktivasi digunakan untuk memutuskan ikatan-ikatan pada pereaksi sehingga dapat membentuk ikatan baru pada hasil reaksi.

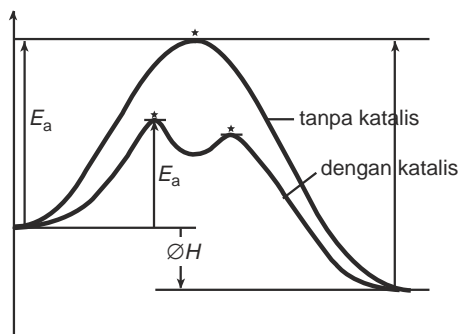
Misalnya energi aktivasi pada reaksi gas hidrogen dan iodium dengan persamaan reaksi: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{HI}(\text{g})$, digambarkan pada grafik sebagai berikut.



Gambar 4.16 Grafik energi potensial dan waktu pada reaksi H_2 dan I_2

Energi aktivasi pada reaksi tersebut adalah 170 kJ per mol. Untuk terjadi tumbukan antara H_2 dan I_2 diperlukan energi ≥ 170 kJ. Pada saat reaksi terjadi energi sebesar 170 kJ diserap dan digunakan untuk memutuskan ikatan H – H dan I – I selanjutnya ikatan H – I terbentuk. Pada saat terbentuk H – I ada energi yang dilepaskan sehingga reaksi tersebut termasuk reaksi eksoterm.

Bagaimana kerja katalis sehingga dapat mempercepat reaksi? Perhatikan Gambar 4.17.



Gambar 4.17 Grafik energi potensial reaksi tanpa katalis dan dengan bantuan katalis

Sumber: Silberberg, Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change

Pada Gambar 4.17, proses reaksi tanpa katalis digambarkan dengan satu kurva yang tinggi sedangkan dengan katalis menjadi kurva dengan dua puncak yang rendah sehingga energi aktivasi pada reaksi dengan katalis lebih rendah daripada energi aktivasi pada reaksi tanpa katalis. Berarti secara keseluruhan katalis dapat menurunkan energi aktivasi dengan cara mengubah jalannya reaksi atau mekanisme reaksi sehingga reaksi lebih cepat.

F. Penerapan Katalis dalam Makhluk Hidup dan Industri

Mengapa makanan yang kita makan harus dikunyah dulu? Dengan mengunyah, bentuk makanan menjadi halus dan luas permukaan lebih besar dibandingkan dengan semula, sehingga makanan mudah dicerna. Selain pengaruh luas permukaan, pencernaan makanan dibantu oleh enzim. Enzim dikenal sebagai katalis di dalam makhluk hidup yang disebut *biokatalis*. Kerja katalis enzim sangat spesifik, biasanya enzim hanya dapat mengkatalis satu reaksi tertentu. Misalnya, enzim sakarase hanya dapat mengkatalis reaksi hidrolisis sukrosa menjadi glukosa dan fruktosa. Enzim amilase mengkatalis pemecahan amilum.

Penggunaan katalis dalam industri sangat penting, berkaitan dengan keperluan produk yang banyak, misalnya pada industri asam sulfat dan amoniak sebagai bahan pembuat *pupuk*.

Pada pembuatan asam sulfat, reaksi pembentukan SO_3 dari SO_2 dibantu dengan katalis. Pada proses kontak, katalisnya yaitu V_2O_5 , sedangkan pada proses kamar timbal katalisnya yaitu gas NO .

Pada reaksi pembuatan amonia digunakan katalis heterogen serbuk besi. Atom-atom besi akan menyerap molekul-molekul gas pada permukaannya, sehingga reaksi lebih mudah terjadi, karena reaksinya terjadi pada permukaan besi dan tidak di udara.

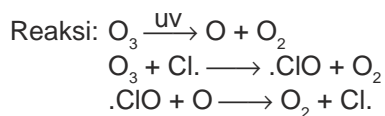
INFO KIMIA

Radikal Klor sebagai Katalis Penipisan Lapisan Ozon

Penipisan lapisan ozon dan lapisan ozon berlubang merupakan isue yang banyak dibicarakan di lingkungan hidup. Ozon yang berada di stratosfer berfungsi untuk menyerap radiasi UV dari matahari. Radiasi UV dapat memutuskan ikatan di dalam DNA dan merusak gen tubuh, dapat menimbulkan kanker kulit, dan penyakit katarak.

Salah satu penyebab lapisan ozon berlubang adalah meningkatnya kadar CFC (*Chloro fluoro carbon*) di udara yang dihasilkan dari aerosol propellant pada produk dengan kemasan botol spray, dan gas pendingin pada AC. Radiasi UV dapat menguraikan CFC dan menghasilkan radikal klor yaitu klor yang memiliki atom bebas reaksinya: $\text{CF}_2\text{Cl}_2 \longrightarrow \text{CF}_2\text{Cl} + \text{Cl}$.

Radikal klor sangat reaktif dan bereaksi dengan ozon menjadi O_2 dan ClO . Klor monoksida (ClO) akan bereaksi dengan atom O yang dihasilkan dari penguraian ozon oleh sinar ultraviolet sehingga menghasilkan lagi radikal Cl .



Pada reaksi tersebut ozon terurai menjadi gas oksigen, radikal klor bertindak sebagai katalis karena keluar lagi dari reaksi. Klor yang keluar dapat menguraikan lagi ozon. Setiap atom klor dapat menguraikan 100.000 molekul ozon, akibatnya jika kadar CFC terus menerus meningkat ozon akan terus terurai dan terjadi peristiwa lapisan ozon berlubang.

Sumber: Silberberg, Chemistry: The Molecular Nature of Matter and Change

Latihan 4.5

Selesaikan soal-soal berikut!

1. Jelaskan bagaimana faktor suhu dan luas permukaan dapat mempercepat laju reaksi dengan teori tumbukan!
2. Gambarkan grafik hubungan energi aktivasi dengan reaksi endotermis dan reaksi eksoterm!
3. Bagaimana peranan katalis terhadap laju reaksi?

Rangkuman

1. Molaritas merupakan konsentrasi larutan yang menunjukkan mol zat terlarut dalam setiap liter larutan

$$M = \frac{\text{mol}}{\text{liter larutan}} = \frac{\text{mmol}}{\text{mL larutan}}$$

2. Laju reaksi adalah perubahan konsentrasi pereaksi atau hasil reaksi persatuan waktu

Rumus laju reaksi pereaksi dapat ditulis: $r = \frac{-\Delta C}{\Delta t}$, untuk hasil reaksi

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

3. Hubungan laju reaksi dengan konsentrasi dituliskan dengan persamaan:

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

$m + n$ menunjukkan orde reaksi.

4. Faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi adalah:
 - a. Luas permukaan
 - b. Konsentrasi
 - c. Suhu
 - d. Katalis
5. Katalis adalah zat yang dapat menurunkan energi aktivasi dengan cara mengubah jalannya reaksi sehingga reaksi lebih cepat.
6. Energi aktivasi yaitu energi minimum yang diperlukan pereaksi untuk menghasilkan reaksi.
7. Reaksi kimia terjadi karena ada peristiwa tumbukan. Akan tetapi tidak semua tumbukan akan menghasilkan reaksi. Tumbukan yang menghasilkan reaksi apabila energi tumbukan > energi aktivasi.

Kata Kunci

- Molaritas
- Laju reaksi
- Orde reaksi
- Variabel
- Variabel respon
- Variabel manipulasi
- Variabel kontrol
- Energi aktivasi
- Katalis
- Biokatalis
- Energi tumbukan

Evaluasi Akhir Bab

A. Pilihlah salah satu jawaban yang paling benar.

1. Untuk membuat larutan HCl 0,5 M dari 25 mL larutan HCl 2M memerlukan penambahan air sebanyak
 - A. 25 mL
 - B. 50 mL
 - C. 75 mL
 - D. 100 mL
 - E. 125 mL
2. Data hasil reaksi antara $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ dengan HCl pada berbagai konsentrasi sebagai berikut:

No.	$[\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3]$ (mol L ⁻¹)	$[\text{HCl}]$ (mol L ⁻¹)	Waktu (detik)
1.	0,20	2,0	1
2.	0,10	2,0	2
3.	0,05	2,0	4
4.	0,05	1,5	4
5.	0,05	1,0	4

Sesuai data tersebut maka orde reaksinya adalah

- A. 1
- B. 2
- C. 3
- D. 4
- E. 5

3. Data hasil percobaan untuk reaksi $A + B \rightarrow$ hasil adalah sebagai berikut.

Percobaan	Zat yang bereaksi		Suhu	Waktu (detik)
	A	B		
1	2 gram serbuk	2,0 M	27	10
2	2 gram larutan	2,0 M	27	8
3	2 gram padat	2,0 M	27	26
4	2 gram larutan	4,0 M	27	4
5	2 gram larutan	2,0 M	37	4

Berdasarkan data percobaan 1 dan 3 di atas, faktor yang mempengaruhi kecepatan laju reaksi adalah

- A. konsentrasi
- B. katalis
- C. perubahan suhu
- D. luas permukaan
- E. sifat zat

4. Dari reaksi antara gas NO dengan gas Br_2 diperoleh data sebagai berikut:

[NO] (mol L ⁻¹)	[Br ₂] (mol L ⁻¹)	Kecepatan Reaksi (mol L ⁻¹ s ⁻¹)
6×10^{-3}	1×10^{-3}	0,012
6×10^{-3}	2×10^{-3}	0,024
2×10^{-3}	$1,5 \times 10^{-3}$	0,002
4×10^{-3}	$1,5 \times 10^{-3}$	0,008

Rumus kecepatan reaksi dari reaksi di atas adalah

- A. $r = k [NO][Br_2]$
- B. $r = k [NO][Br_2]^2$
- C. $r = k [NO]^2[Br_2]$
- D. $r = k [NO]^2[Br_2]^2$
- E. $r = k [NO][Br_2]^3$

5. Reaksi akan berlangsung 3 kali lebih cepat dari semula setiap kenaikan 20°C . Jika pada suhu 30° suatu reaksi berlangsung 3 menit, maka pada suhu 70° reaksi akan berlangsung selama
- A. $\frac{1}{3}$ menit
 B. $\frac{2}{3}$ menit
 C. 1 menit
 D. 4 menit
 E. 12 menit
6. Di bawah ini tertera data percobaan reaksi $2 \text{NO}(g) + \text{Br}_2(g) \rightarrow 2 \text{NOBr}(g)$.

Percobaan	[NO] mol L^{-1}	[Br ₂] mol L^{-1}	Laju $\text{mol L}^{-1}\text{s}^{-1}$
1	0,1	0,1	12
2	0,1	0,2	24
3	0,2	0,1	48
4	0,3	0,1	108

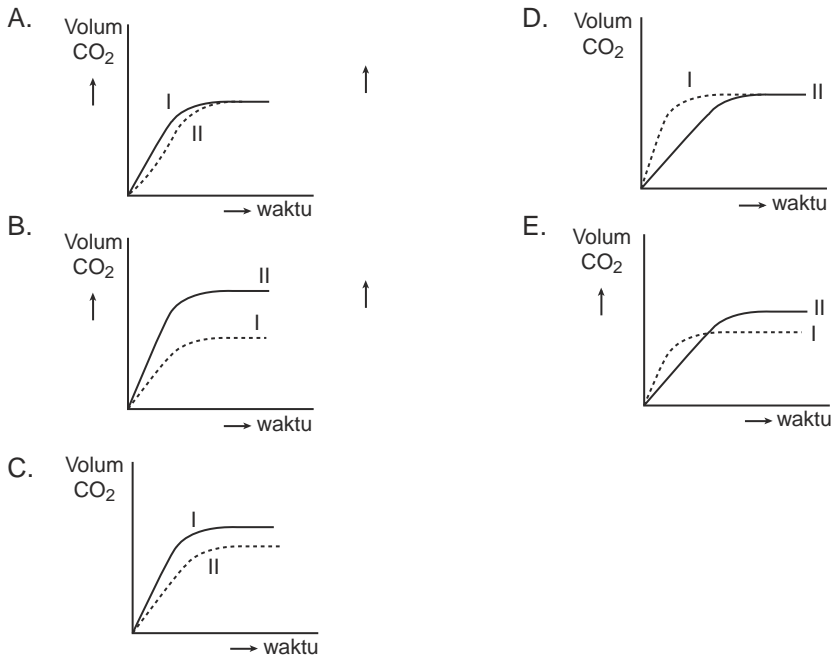
- Orde reaksi total dari reaksi tersebut adalah
- A. 0
 B. 1
 C. 2
 D. 3
 E. 4
7. Dari reaksi antara A dan B, jika konsentrasi A diperkecil menjadi $\frac{1}{2}$ kali semula dan konsentrasi B tetap, maka kecepatan reaksi menjadi $\frac{1}{4}$ kali semula. Terhadap A reaksi itu mempunyai orde
- A. 4
 B. 3
 C. 8
 D. 2
 E. 6
8. Diketahui reaksi $2 \text{A} + \text{B}_2 \rightarrow 2 \text{AB}$
 Pengaruh perubahan konsentrasi awal pereaksi: A dan B₂ adalah seperti grafik berikut. Orde reaksi dari reaksi di atas adalah
-
- A. 0
 B. 1
 C. 1,5
 D. 2
 E. 3
9. Dari reaksi $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{AB}$ didapat rumus laju reaksi: $r = k [\text{A}]^2[\text{B}]$.
 Jika konsentrasi A dan B masing-masing dinaikkan empat kali maka laju reaksinya menjadi

- A. 4 kali
- B. 8 kali
- C. 12 kali
- D. 16 kali
- E. 64 kali

10. Magnesium bereaksi dengan asam klorida. Larutan yang menghasilkan laju reaksi paling cepat adalah

- A. 40 gram HCl dalam 1000 mL air
- B. 20 gram HCl dalam 1000 mL air
- C. 15 gram HCl dalam 500 mL air
- D. 10 gram HCl dalam 100 mL air
- E. 4 gram HCl dalam 50 mL air

11. Pada percobaan, reaksi CaCO_3 dan HCl encer berlebih dilakukan dua kali dengan kondisi yang sama. Pada percobaan pertama (I) CaCO_3 serbuk dan percobaan kedua (II) CaCO_3 berupa keping. Percobaan I dan II ditunjukkan dengan grafik



12. Proses industri yang menggunakan enzim sebagai katalis adalah

- A. pembuatan etanol dari etena
- B. *cracking* minyak bumi
- C. pembuatan minuman anggur
- D. sintesis amoniak
- E. pembuatan pupuk

13. Kenaikan suhu akan mempercepat laju reaksi karena kenaikan suhu
- menaikkan energi pengaktifan zat yang bereaksi
 - memperbesar konsentrasi zat yang bereaksi
 - memperbesar energi kinetik molekul pereaksi
 - memperbesar tekanan
 - memperbesar luas permukaan

14. Perhatikan diagram berikut.

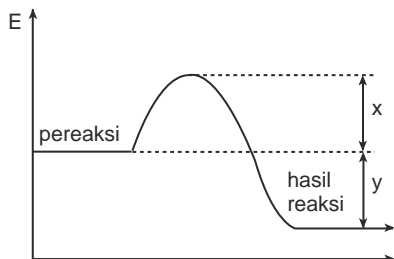
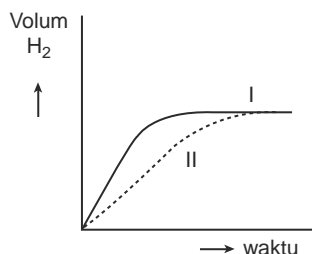


Diagram di atas menyatakan bahwa

- reaksi hanya dapat berlangsung jika $x > y$
 - reaksi tersebut adalah reaksi endoterm
 - x adalah perubahan entalpi
 - reaksi berlangsung dengan melepaskan energi
 - $x + y$ adalah energi aktivasi
15. Pada grafik, kurva I menunjukkan reaksi 1 gram seng granula dengan larutan HCl pada suhu 30°C .



Kurva II akan terjadi jika pada reaksi

- digunakan 0,5 gram seng granula
- digunakan 1 gram seng serbuk
- larutan HCl dipanaskan dulu sampai 40°C
- dilakukan pengadukan terus-menerus
- ditambahkan air untuk mengencerkan HCl

B. Selesaikan soal-soal berikut dengan jelas dan singkat.

- Suatu reaksi dengan rumus laju $r = k[A][B]^2$.
 - Berapa orde reaksi di atas?
 - Bila $[A]$ tetap, $[B]$ diperbesar 3 kali, berapa kalikah laju reaksinya?
 - Bila $[B]$ tetap, $[A]$ diperbesar 2 kali, berapa kalikah laju reaksinya?
 - Hitung harga k !
- Hasil percobaan laju reaksi untuk reaksi: $2 \text{N}_2\text{O}_5(g) \rightarrow 4 \text{NO}_2(g) + \text{O}_2(g)$ diperoleh sebagai berikut.

$[\text{N}_2\text{O}_5]$ mol L ⁻¹	Laju reaksi mol L ⁻¹ s ⁻¹
$5,00 \times 10^{-3}$	$0,62 \times 10^{-3}$
$2,50 \times 10^{-3}$	$0,31 \times 10^{-3}$
$1,25 \times 10^{-3}$	$0,16 \times 10^{-3}$
$0,62 \times 10^{-3}$	$0,08 \times 10^{-3}$

- Buatlah grafik laju reaksi terhadap $[\text{N}_2\text{O}_5]$!
 - Tentukan rumus laju reaksinya!
 - Hitunglah harga tetapan kecepatan (k)!
3. Perhatikan data eksperimen sebagai berikut:

Percobaan	$[\text{H}_2]$ M	$[\text{SO}_2]$ M	Waktu (detik)
1	0,1	0,4	36
2	0,2	0,4	18
3	0,4	0,4	9
4	0,4	0,2	18
5	0,4	0,1	36

- Tentukan orde reaksi terhadap H_2 .
 - Tentukan orde reaksi terhadap SO_2 .
 - Tentukan rumus laju reaksi.
4. a. Apa yang dimaksud dengan energi aktivasi?
b. Jelaskan dengan grafik kerja katalis pada reaksi eksoterm dan endoterm!
5. Pada suhu 800°C direaksikan gas H_2 dan gas NO , diperoleh data sebagai berikut.

Percobaan	Konsentrasi		Kecepatan Reaksi M s ⁻¹
	$[\text{H}_2]$	$[\text{NO}]$	
1	$2,0 \times 10^{-3}$ M	$8,0 \times 10^{-3}$ M	$1,13 \times 10^{-4}$
2	$4,0 \times 10^{-3}$ M	$8,0 \times 10^{-3}$ M	$2,26 \times 10^{-4}$
3	$8,0 \times 10^{-3}$ M	$2,0 \times 10^{-3}$ M	$2,03 \times 10^{-3}$
4	$8,0 \times 10^{-3}$ M	$4,0 \times 10^{-3}$ M	$1,13 \times 10^{-2}$

Dari data di atas, tentukan rumus laju reaksinya!

T u g a s

Pembuatan Tape Menggunakan Ragi

Cara membuat:

Masaklah beras ketan yang kualitasnya baik dan dinginkan dalam tempat terbuka.

Taburkan ragi secukupnya, masukkan ke dalam toples dan tutup rapat-rapat.

Simpan selama 3 hari, setelah kelihatan matang baru dibuka.

Mengapa beras ketan berubah menjadi manis dalam waktu beberapa hari?

Apa fungsi ragi pada pembuatan tape ini?
