

**PENGEMBANGAN BAHAN AJAR**

**TEORI TUMBUKAN PADA LAJU REAKSI KIMIA**



**OLEH :**

**Drs. I Wayan Suarsa, M.Si**

**JURUSAN KIMIA**

**FAKULTAS MATEMATIKA DAN ILMU PENGETAHUAN ALAM**

**UNIVERSITAS UDAYANA**

**2017**

## Kata Pengantar

Puji dan syukur penulis panjatkan ke hadirat Tuhan Yang Maha Esa, atas berkat dan anugerah-Nya Karya Tulis yang berjudul Teori Tumbukan pada Laju Reaksi Kimia ini dapat terselesaikan.

Karya Tulis ini merupakan pengembangan bahan pengajaran yang memperkaya materi kuliah Kinetika Kimia.

Penulis menyadari bahwa Karya Tulis ini masih banyak kekurangannya, maka saran dan kritik membangun dari semua pihak sangat diharapkan.

Harapan penulis, semoga karya kecil ini dapat bermanfaat.

Denpasar, 16 Juli 2017

Penulis

## DAFTAR ISI

HALAMAN JUDUL .....	i
Kata Pengantar .....	ii
Daftar Isi.....	iii
BAB I PENDAHULUAN	
1.1 Latar Belakang .....	1
1.2 Rumusan Masalah .....	3
1.3 Tujuan Penulisan.....	3
1.4 Batasan Masalah.....	3
1.5 Metode Penulisan .....	3
BAB II TINJAUAN PUSTKA	
2.1 Kinetika Kimia dan Termodinamika.....	5
2.2 Langkah-langkah Reaksi dan Aktivasi.....	6
2.3 Mekanisme Reaksi .....	8
2.4 Faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi .....	9
BAB III PEMBAHASAN	
3.1 Pengertian Teori Tumbukan.....	12
3.2 Faktor-Faktor yang Mempengaruhi Terjadinya Tumbukan.....	14
3.3 Hubungan Tumbukan dengan Energi Aktivasi ( $E_a$ ) .....	24
3.4 Hubungan Teori Tumbukan dengan Laju Reaksi .....	27
BAB IV PENUTUP	
4.1 Kesimpulan .....	41
4.2 Saran.....	41
Daftar Pustaka .....	42

## BAB I

### PENDAHULUAN

#### 1.1. Latar Belakang

Prose reaksi kimia merupakan suatu proses yang selalu menghasilkan perubahan senyawa kimia. Senyawa-senyawa awal yang terlibat dalam reaksi kimia disebut sebagai reaktan. Dalam proses reaksi kimia akan menghasilkan satu atau lebih produk atau hasil reaksi yang biasanya memiliki ciri-ciri yang berbeda dari reaktan. Secara klasik, pergerakan elektron pada pembentukan dan pemutusan ikatan kimia merupakan perubahan yang terlibat dalam reaksi kimia, walaupun berdasarkan konsep umum reaksi kimia juga dapat diterapkan pada transformasi partikel-partikel elementer seperti yang terjadi pada reaksi nuklir. Beberapa reaksi kimia yang terkadi dalam biokimia dikatalisis oleh enzim membentuk lintasan metabolisme, dalam mana sintesis dan dekomposisi yang biasanya tidak mungkin terjadi, dapat dilakukan dalam sel.

Seberapa cepat suatu reaksi kimia dapat terjadi ditelaah dalam salah satu cabang ilmu kimia yang disebut dengan kinetika kimia. Para ilmuwan telah mempelajari berbagai jenis reaksi kimia, dimana reaksi kimia ada yang berlangsung sangat cepat sehingga membutuhkan waktu yang sangat singkat, seperti yang terjadi pada reaksi pembakaran gas metana, dan juga terdapat reaksi yang berlangsung dalam waktu yang lama (reaksi berlangsung lambat), seperti reaksi korosi besi. Besaran laju reaksi merupakan ukuran cepat lambatnya suatu reaksi kimia .

Perubahan konsentrasi reaktan atau produk per satuan waktu merupakan definisi dari laju reaksi. Laju reaksi mempunyai satuan M/s (Molar per detik). Reaksi kimia terjadi dari arah reaktan menuju produk, dan selama reaksi kimia berlangsung, reaktan digunakan (dikonsumsi) bersamaan dengan pembentukan sejumlah hasil reaksi. Laju reaksi dapat dikaji dari sisi

pengurangan konsentrasi reaktan maupun peningkatan konsentrasi produk (hasil reaksi).

Reaksi kimia tidak semuanya berjalan dengan kecepatan yang sama. Reaksi ionik umumnya terjadi seketika, dan untuk reaksi lain seperti pencernaan makanan terjadi sangat lambat. Perbedaan sifat kimia zat pereaksi dapat mengakibatkan perbedaan laju reaksi. Selain perbedaan sifat kimia pereaksi dalam suatu reaksi, faktor penting lainnya sebagai pengendali reaksi kimia adalah konsentrasi reaktan. Secara umum, bila reaksi telah berlangsung cukup lama maka akan terjadi penurunan laju reaksi. Dari permasalahan ini dapat ditarik kesimpulan bahwa kecepatan reaksi tergantung pada konsentrasi zat-zat yang bereaksi. Kecepatan reaksi kimia hampir selalu berbanding lurus dengan konsentrasi reaktan dengan pangkat tertentu yang merupakan orde suatu reaksi.

Besarnya konsentrasi reaktan berpengaruh terhadap tumbukan yang terjadi. Tumbukan antar molekul – molekul reaktan dengan arah yang tepat serta memiliki energi yang cukup untuk mengatasi rintangan energi berupa energi aktivasi molekul reaktan merupakan syarat agar dapat berlangsungnya reaksi kimia. Molekul-molekul reaktan yang bertumbukan akan berubah menjadi molekul teraktivasi membentuk kompleks transisi dan segera berubah menjadi hasil reaksi. Senyawa kompleks teraktivasi ini bersifat tidak stabil, dan supaya tercapainya keadaan kompleks teraktivasi, diperlukan adanya energi yang disebut dengan energi aktivasi atau energi pengaktifan. Agar terjadi reaksi kimia maka energi aktivasi yang merupakan energi potensial harus dilampaui. Terbentuknya kompleks teraktivasi merupakan tahap persimpangan ketika terjadi kenaikan energi potensial saat reaktan saling mendekat untuk membentuk ikatan dan akan terjadi penurunan energi pada saat diperoleh molekul hasil reaksi. Hal ini berarti, tidak semua reaktan yang bereaksi menghasilkan hasil reaksi, dan hanya pasangan reaktan yang memiliki energi kinetik yang cukup dapat melonggarkan ikatannya dan terjadi pengaturan ulang atom-atomnya sewaktu tercapai keadaan transisi

untuk memisahkan reaktan dari hasil reaksi. Jika terlalu tinggi halangan yang berupa energi aktivasi ini, maka hampir semua pasangan molekul reaksi yang bertumbukan berpisah satu sama lain tanpa reaksi.

## 1.2. Rumusan Masalah.

Dari latar belakang diatas, maka dibuat rumusan masalah sebagai berikut :

- 1.2.1. Apakah yang dimaksud dengan teori tumbukan?
- 1.2.2. Apa saja faktor yang mempengaruhi terjadinya suatu tumbukan?
- 1.2.3. Apakah yang dimaksud dengan teori tumbukan sederhana dan teori tumbukan modifikasi?
- 1.2.4. Bagaimana hubungan teori tumbukan dengan Energi Aktivasi ( $E_a$ )?
- 1.2.5. Bagaimana hubungan teori tumbukan dengan laju reaksi?

## 1.3. Tujuan Penulisan.

- 1.3.1. Untuk mengetahui apa yang dimaksud dengan teori tumbukan.
- 1.3.2. Untuk mengetahui faktor-faktor yang mempengaruhi terjadinya suatu tumbukan.
- 1.3.3. Untuk mengetahui apa yang dimaksud dengan teori tumbukan sederhana dan teori tumbukan modifikasi.
- 1.3.4. Untuk mengetahui hubungan teori tumbukan dengan Energi Aktivasi ( $E_a$ ).
- 1.3.5. Untuk mengetahui hubungan teori tumbukan dengan laju reaksi.

## 1.4. Batasan Masalah.

Untuk menghindari terjadinya kekeliruan materi karena luasnya materi yang dibahas, maka dalam tulisan ini bahasan hanya dibatasi dalam batas teori tumbukan baik itu pengertiannya hingga bagaimana hubungannya terhadap suatu reaksi kimia

## 1.5. Metode Penulisan.

### 1.5.1. Sumber serta Jenis Data

Data yang dipergunakan dalam penyusunan karya tulis ini diperoleh dari berbagai literatur kepustakaan yang ada kaitannya dengan

permasalahan yang dibahas. Beberapa jenis referensi utama yang dipergunakan adalah buku pelajaran kedokteran, jurnal ilmiah edisi cetak maupun edisi online, dan artikel ilmiah yang bersumber pada internet. Jenis data yang diperoleh bervariasi, bersifat kualitatif maupun kuantitatif.

#### 1.5.2. Pengumpulan Data

Metode penulisan bersifat studi pustaka. Informasi bersumber pada berbagai literatur yang tersusun berdasarkan hasil studi dari informasi yang didapatkan. Penulisan ini diupayakan saling terkait antar satu sama lain dan sesuai dengan topik yang dibahas.

#### 1.5.3. Analisis Data

Data yang terkumpul diseleksi dan diurutkan berkenaan dengan topik kajian. Selanjutnya dilakukan penyusunan karya tulis berdasarkan data yang telah dipersiapkan secara logis dan sistematis. Teknik analisis data ini mempunyai sifat deskriptif argumentatif.

#### 1.5.4. Penarikan Kesimpulan

Simpulan diperoleh setelah merujuk kembali pada rumusan masalah, tujuan penulisan, serta pembahasan. Simpulan yang ditarik mempresentasikan pokok bahasan karya tulis, dan didukung oleh saran praktis sebagai rekomendasi selanjutnya.

## BAB II TINJAUAN PUSTAKA

### 2.1 Kinetika Kimia dan Termodinamika

Laju reaksi kimia, faktor-faktor yang mempengaruhinya dan penjelasan hubungan antara faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi terhadap mekanismenya dapat dipelajari dalam kinetika kimia yang merupakan bagian dari kimia fisika. Disebabkan oleh adanya gerakan molekul, ion atau elemen dalam mekanisme reaksi dan laju reaksi sebagai fungsi waktu maka kinetika kimia juga disebut sebagai dinamika kimia. Berdasarkan bantuan pengamatan dan pengukuran besaran termodinamika suatu reaksi, ramalan akan mekanisme reaksi dapat dilakukan dengan cara mengamati arah jalannya reaktan maupun hasil reaksi suatu sistem. Adapun syarat untuk terjadinya suatu reaksi kimia apabila terjadi penurunan energi bebas Gibbs ( $\Delta G < 0$ ). Permasalahan yang terjadi adalah seberapa cepat reaksi terjadi, dengan lain kata, berapa besarnya nilai laju reaksi tersebut. Permasalahan ini tentu saja ini berlawanan jika ditinjau dari segi termodinamika, dalam hal mana tidak dikenalnya parameter waktu karena hanya bergantung system pada keadaan awal dan akhir. Keadaan kesetimbangan merupakan subyek yang sangat penting dalam termodinamika kimia, maka termodinamika kimia merupakan metoda yang teramat penting untuk mempelajari keadaan kesetimbangan suatu reaksi kimia. Untuk itu diberikan suatu contoh penelahan energi bebas reaksi-reaksi berikut ini:



Supaya reaksi dapat berlangsung, maka harga  $\Delta G < 0$  dan hasil reaksi menentukan termodinamika reaksi kesetimbangan pada suhu kamar. Laju reaksi hamper tidak dapat terukur karena reaksinya berlangsung sangat lambat. Pada lain pihak, terdapat reaksi dimana pada sisi reaktan termodinamika



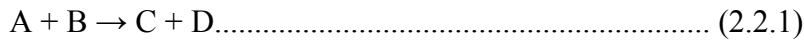
kesetimbangannya kuat. Sebagai contoh suatu reaksi disosiasi asam asetat yang terjadi pada larutan berair.



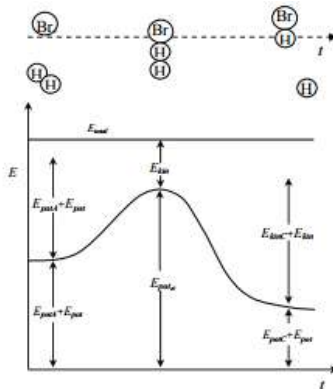
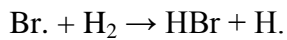
Kesetimbangan dapat tercapai dalam waktu  $10^{-6}$  detik, walaupun derajat disosiasi 1 Molar untuk larutan ini hanya 0.5%.

## 2.2 Langkah-langkah Reaksi dan Aktivasi

Dalam hal ini kenapa suatu reaksi terjadi sangat lambat dan sejauh mana hubungannya dengan termodinamika reaksinya? Hal ini bisa terjadi bukan disebabkan karena reaksi berlangsung pada energi bebas sangat kecil, tetapi disebabkan oleh adanya perubahan energi penghalang berupa energi kinetik dan energi potensial komponen reaktan yang bertabrakan agar terbentuk kompleks transisi. Untuk reaksi dua komponen A dan B yang membentuk hasil reaksi komponen C dan D dinyatakan sebagai:



Contoh,



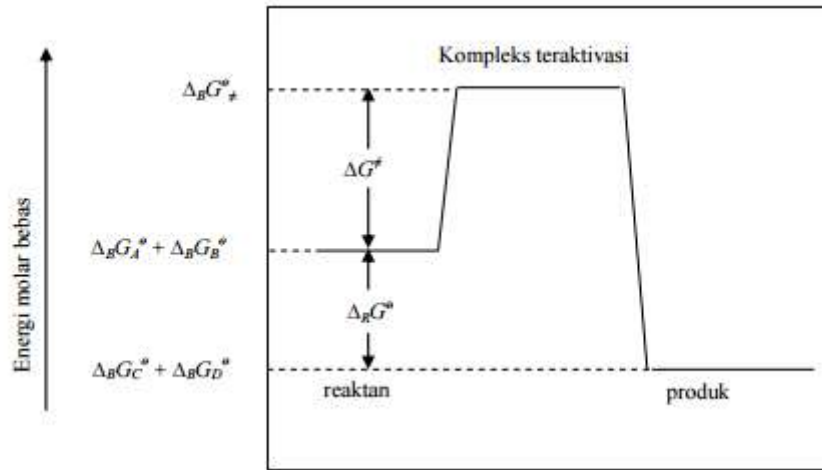
Gambar 2.2.1 Perubahan Energi pada Tabrakan Molekul

Ikatan H–H terputus dan selanjutnya akan terbentuk ikatan baru H–Br saat berlangsungnya bereaksi. Kedudukan kedua partikel harus sangat dekat

supaya reaksi dapat terjadi, sehingga dapat terjadi perpindahan ikatan (Gambar 2.2.1). Akan terjadi kenaikan energi potensial sewaktu partikel ini berdekatan, dalam mana tenaga ini digunakan untuk bertumbukan, sebagai akibatnya ikatan antara partikel H–H terputus, sebagai akibatnya jarak ikatan akan bertambah besar. Ikatan antara atom Br yang bertumbukan dengan atom H yang terputus di waktu bersamaan, maka hasilnya adalah terbentuknya ikatan baru yang dimenangkan oleh energi potensial yang lebih tinggi. Energi potensial menurun membentuk kurva parabolik, dalam mana penurunan energi potensial ini disertai terbentuknya ikatan baru dari molekul hasil reaksi. Hasil yang berbentuk kurva mempunyai harga energi potensial maksimum yang labil dari konfigurasi Br...H...H, ini diberi nama kompleks tumbukan atau kompleks teraktivasi. Kompleks teraktivasi terletak antara partikel reaktan atau hasil reaksi akhir HBr dan H, dimana keadaan transisi Br...H maupun H...H terdapat energi kosong. Selisih antara energi potensial reaktan dan energi potensial kompleks teraktivasi merupakan energi penghalang, yaitu berupa energi teraktivasi. Jumlah energi kedua partikel, berasal dari energi potensial (energi elektron, vibrasi, rotasi) dan energi kinetik (energi translasi) yang mempunyai nilai konstan sepanjang berlangsungnya langkah-langkah reaksi. Jumlah energi tersebut harus lebih besar dari energi potensial teraktivasi supaya bisa terjadi suatu reaksi. Berlangsungnya reaksi yang diselidiki, penggambarannya dapat ditinjau dari dimensi makroskopis yaitu dengan memandang suatu sistem terdiri atas sejumlah besar satuan partikel, reaksi terus berlangsung antara reaktan untuk membentuk hasil reaksi akhir dan dengan terpenuhinya syarat besaran termodinamika tertentu dari komponen kompleks teraktivasi, seperti energi bebas, entalpi dan entropi. Step reaksi berkenaan dengan energi bebas molar standarnya ditampilkan dalam Gambar 2.2.2. Energi bebas molar standar kompleks teraktivasi dan energi bebas molar standar reaktan mempunyai selisih harga yang disebut sebagai energi bebas teraktivasi  $\Delta G_m$ . Demikian juga halnya, molar entalpi standar ikatan dan entalpi molar standar mempunyai selisih harga yang

disebut sebagai entalpi teraktivasi, juga entropi molar. Ketiga besaran termodinamika ini berhubungan erat dan diilustrasikan sebagai berikut.

$$\Delta G^\ddagger = \Delta H^\ddagger - T \Delta S^\ddagger \dots\dots\dots(2.2.2)$$



Gambar 2.2.2 Perubahan Energi Bebas Molar pada Reaksi Erlementer

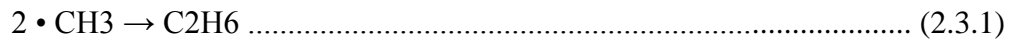
Ditinjau dari segi laju reaksi; semakin kecil laju reaksinya, maka akan semakin besar harga  $\Delta G^*$ . Persamaan (1.6) menunjukkan bahwa, semakin besar entalpi bebas aktivasinya akan mengakibatkan semakin kecil entropi bebas aktivasinya.

### 2.3 Mekanisme Reaksi

Mekanisme reaksi merupakan kumpulan dari beberapa langkah/step reaksi yang membentuk reaksi keseluruhan. Setiap langkah dari mekanisme reaksi disebut sebagai reaksi elementer dan secara keseluruhan membentuk mekanisme reaksi, dimana mekanisme reaksi terdiri dari beberapa reaksi sederhana. Suatu reaksi elementer memberikan informasi suatu proses pada tingkat molekul, dapat pula dinyatakan sebagai molekularitas reaksi. Molekularitas diperoleh dari jumlah spesi terlibat dalam reaksi yang datang bersamaan membentuk keadaan kritis, keadaan transisi. Umumnya, reaksi elementer adalah bermolekul satu(mono molecular) atau bermolekul dua

(bimolecular), tergantung pada keterlibatannya dalam reaksi. Kadang-kadang terjadi dari tiga molekul (termolekular), terutama antara beberapa atom atau molekul kecil dalam fasa gas. Reaksi larutan dapat terjadi, tetapi sebenarnya adalah reaksi antara dua molekul.

Laju reaksi elementer sebanding dengan konsentrasi spesi reaktan yang memulai reaksi. Sebagai contoh sederhana dapat dilihat pada persamaan (2.3.1) yaitu penggabungan antara dua radikal metil. Reaksi elementer/reaksi sederhana ini terjadi pada laju reaksi yang sebanding dengan konsentrasi metil, diberikan dalam bentuk turunan diferensialnya, persamaan (2.2.2)

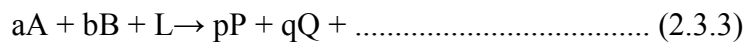


$$-\frac{d[\cdot\text{CH}_3]}{dt} = k_1[\text{CH}_3]^2 \dots\dots\dots (2.3.2a)$$

Nilai  $k_1$  hanya menunjukkan pemilihan saja, sudah tentu laju reaksi dapat dituliskan dalam bentuk lain, yaitu:

$$\frac{d[\cdot\text{C}_2\text{H}_6]}{dt} = k_1[\cdot\text{CH}_3]^2 \dots\dots\dots (2.3.2b)$$

Konstanta laju reaksi ini keduanya dihubungkan oleh faktor numerik yaitu  $k_1 = 2k_2$ . IUPAC mengusulkan penulisan secara umum untuk persamaan reaksi elementer dalam persamaan (2.3.3) dan hukum laju reaksi dalam persamaan(1.9) agar tidak terjadi keraguan dituliskan sebagai berikut:



$$\frac{-1}{a} \frac{d[\text{A}]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[\text{B}]}{dt} = \frac{1}{p} \frac{d[\text{P}]}{dt} = \frac{1}{q} \frac{d[\text{Q}]}{dt} = k[\text{A}]^a [\text{B}]^b \dots\dots\dots (2.3.4)$$

#### 2.4 Faktor yang Mempengaruhi Laju Reaksi

Terdapat beberapa variabel yang mempengaruhi laju reaksi, yang terpenting adalah sebagai berikut:

1. **Konsentrasi.**  
Sedikitnya terdapat satu reaktan yang terlibat dalam suatu reaksi supaya terbentuk suatu hasil reaksi yang disebabkan oleh reaksi katalisis atau autokatalisis. Hasil reaksi adakalanya bisa menghambat suatu reaksi, dan tentu saja hal ini tidak diinginkan, karena reaksi tidak menyajikan hasil yang sempurna. Keberadaan katalis dapat mempengaruhi laju reaksi, sehingga dapat diketahui arti penting keberadaan katalis pada suatu reaksi.
2. **Kondisi Fisika.**  
Laju reaksi dipengaruhi oleh tekanan dan temperatur. Pada sistem reaksi biasanya keduanya dijaga konstan.
3. **Intensitas Radiasi.**  
Laju reaksi juga dapat dipengaruhi oleh sinar matahari atau sinar lampu. Pengaruh ini digunakan hanya untuk mempelajari pengaruh fotokimia, sehingga pada umumnya pengaruh ini sedikit diperhatikan
4. Tidak diharapkan adanya kekuatan sinar di dalam spektrofotometri yang menggunakan sinar monokromatik, tetapi perlu diperhatikan jika berkas sinar putih jatuh lurus ke atas sampel seperti didalam dioda spektrofotometer.
5. **Sifat-sifat Pelarut.**  
Kepolaran pelarut, viskositas, jumlah donor elektron, dan lain sebagainya mempengaruhi laju reaksi. Jika dilakukan penambahan suatu elektrolit pada sistem reaksi akan dapat memperkecil atau menaikkan laju reaksinya (pengaruh garam), dan demikian pula adanya penambahan larutan buffer.

Jalan reaksi berhubungan dengan proses langkah reaksi elementer yang tergantung pada jumlah konsentrasi untuk menuju senyawa antara. Ahli biokimia, menyatakan kinetika mekanisme reaksi sebagai mekanisme kimia. Dengan mengetahui mekanisme reaksi dapat diperoleh informasi mengenai stereokimia beserta aliran elektronnya.

Hukum laju reaksi dari suatu reaksi yang diteliti mencakup pembahasan keadaan transisi atau kompleks teraktivasi. Keadaan transisi memberikan informasi tentang atom-atom pada keadaan kritis dan konfigurasi pada energi potensial barrier tertinggi yang memisahkan reaktan dengan hasil reaksi. Dari beberapa keadaan transisi terdapat langkah-langkah reaksi tetapi yang paling penting hanya keadaan transisi yang mempunyai energi bebas tertinggi. Ciri-ciri khas ini mengikuti aturan keadaan transisi, dimana ditunjukkan bahwa setiap langkah tunggal didalam mekanisme reaksi dinamakan sebagai langkah pengontrolan laju reaksi. Penggunaan lain adalah pembatasan laju reaksi walaupun sedikit dikenal tapi ada, dan IUPAC memberikan rekomendasi standarisasi dari pengontrolan laju reaksi.

Dalam hukum laju reaksi dibahas komposisi keadaan transisi dari pengontrolan langkah laju reaksi, yaitu jika ada spesi berupa atom yang

terkandung dan terjadi perubahan muatan ion. Tambahan pula, dapat diketahui apakah terdapat pengulangan kesetimbangan yang mendahului langkah-langkah pengontrolan laju reaksi. Salah satu pengontrolan ini dapat dipelajari, termasuk senyawa antara dalam kasus mengidentifikasi keadaan optimum. Walaupun kondisi isothermal diatur pada percobaan yang dilaksanakan, variasi temperatur harus dilakukan agar diperoleh keberhasilan dari pengukuran yang disajikan yang selanjutnya dapat memberikan informasi yang penting. Informasi yang diperoleh ini menghasilkan besaran untuk parameter aktivasi, yaitu berupa entropi aktivasi ( $\Delta S$ ), entalpi aktivasi ( $\Delta H$ ) dan energi aktivasi ( $E_a$ ). Dalam suatu reaksi apabila digunakan dalam tekanan tinggi, harapan kita laju reaksi akan berubah sempurna. Informasi ini menghasilkan volume aktivasi ( $\Delta V$ ).

Besarnya konstanta laju reaksi dan mekanisme reaksi dapat ditentukan, yang meliputi laju reaksi dibawah kondisi tertentu. Kesimpulan yang lain diperoleh berdasarkan kelangsungan data percobaan, seperti komposisi keadaan transisi dan langkah pengontrolan laju reaksi sebenarnya. Masih ada faktor yang lain, yaitu pengaturan stereokimia atom-atom, kepolaran, dan perluasan putusnya ikatan dan penggabungan ikatan kembali. Reaksi elementer/reaksi sederhana banyak berlangsung dalam larutan, terutama pada reaksi homogen. Kinetika laju reaksi dalam larutan dipengaruhi oleh sifat kimia dan fisika pelarut, seperti adanya kepolaran, pengaruh garam, struktur, kuat ion, viskositas dan isotop.

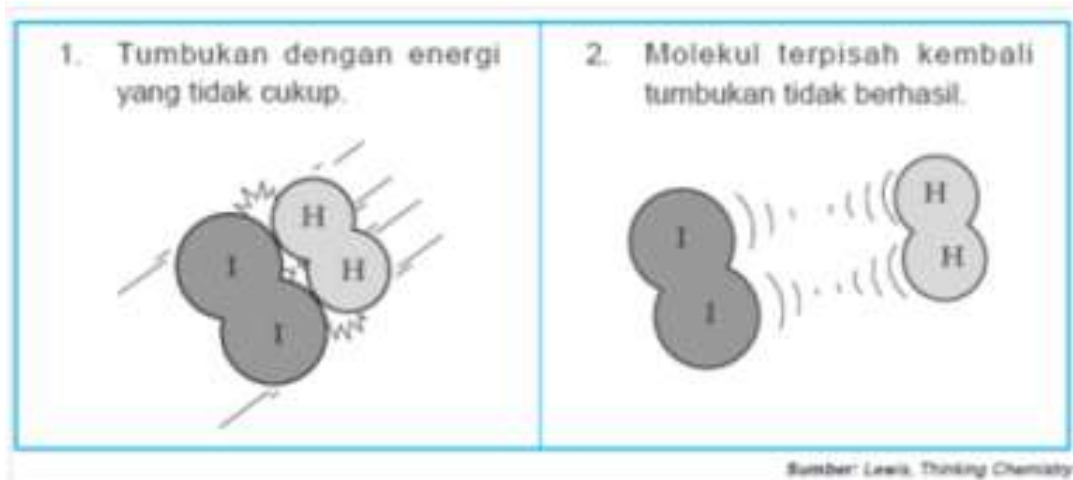
## BAB III

### PEMBAHASAN

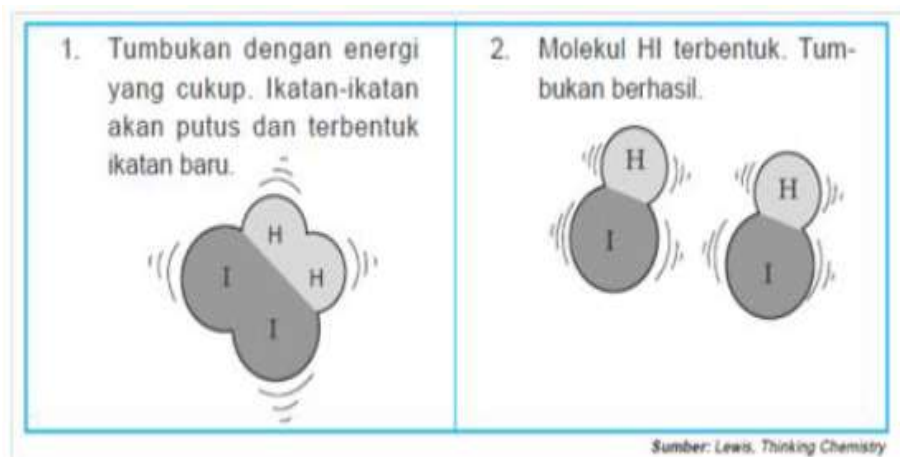
#### 3.1 Pengertian Teori Tumbukan

Dalam teori tumbukan digambarkan pertemuan partikel-partikel reaktan sebagai suatu tumbukan. Pada proses tumbukan yang terjadi, disamping ada yang menghasilkan reaksi juga ada yang tidak menghasilkan reaksi. Tumbukan yang terjadi dan bisa menghasilkan partikel-partikel hasil reaksi disebut sebagai tumbukan efektif. Efektifnya tumbukan ditentukan oleh faktor energi kinetik partikel (molekul) dan arah partikel.

Sebagai contoh amatilah gambar reaksi antara hidrogen dan iodium berikut:

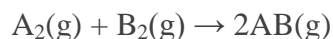


**Gambar 3.1:** Tumbukan Hidrogen dan Iodium yang tidak Menghasilkan Reaksi.



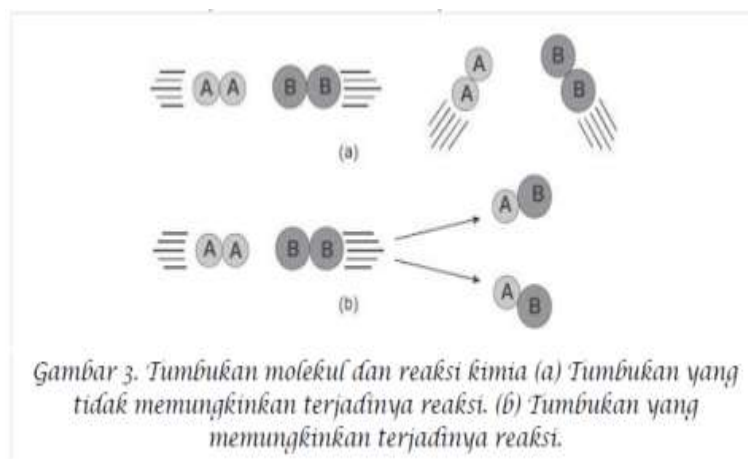
**Gambar 3.2** Tumbukan Hidrogen dan Iodium yang Menghasilkan Reaksi

Hasil kali frekuensi tumbukan dengan fraksi molekul yang memiliki energi sama atau melebihi energi aktivasi menentukan laju reaksi kimia. Fraksi molekul yang teraktifkan biasanya sangat kecil, dan hal ini menyebabkan laju reaksi jauh lebih kecil daripada frekuensi tumbukannya itu sendiri. Jika nilai energi pengaktifan semakin tinggi, maka molekul yang teraktifkan akan semakin kecil sehingga semakin lambat reaksi berlangsung. Hal itu dapat diilustrasikan dalam contoh reaksi berikut.



Berdasarkan *teori tumbukan*, diasumsikan bahwa selama tumbukan yang terjadi antara molekul  $A_2$  dan  $B_2$  akan mengakibatkan ikatan A–A dan B–B putus dan terbentuk ikatan A–B. Pada Gambar 3. ditunjukkan bahwa anggapan itu tidak selamanya berlaku untuk setiap tumbukan.





Agar terjadi reaksi kimia maka molekul-molekul harus mempunyai arah tertentu agar tumbukan efektif. Dari Gambar 3. Diperoleh informasi bahwa umumnya lebih banyak jumlah tumbukan yang arah tumbukannya tidak memungkinkan terjadi reaksi daripada jumlah tumbukan yang memungkinkan terjadinya reaksi. Hal itu mempunyai arti bahwa kecil peluang suatu tumbukan tertentu untuk menghasilkan reaksi.

### 3.3 Faktor yang Mempengaruhi Terjadinya Tumbukan

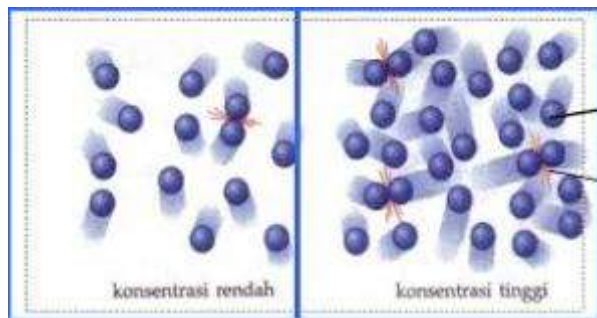
Reaksi kimia dapat terjadi jika partikel-partikel reaktan saling bertumbukan satu sama lain. Tetapi, tumbukan yang terjadi tidak semuanya akan menghasilkan zat baru yang berupa hasil reaksi. Zat baru dapat diperoleh dari tumbukan yang berlangsung sempurna. Tumbukan sempurna dinamakan tumbukan efektif. Partikel zat yang saling bertumbukan terkadang juga tidak langsung berubah menjadi zat hasil. Tumbukan tersebut terlebih dahulu membentuk molekul kompleks yang dinamakan molekul kompleks teraktivasi. Pembentukan molekul kompleks teraktivasi ada hubungannya dengan energi aktivasi. Energi aktivasi ( $E_a$ ) merupakan energi tumbukan terendah yang dibutuhkan supaya bisa terbentuk molekul kompleks teraktivasi sehingga reaksi dapat berlangsung.

Dalam teori tumbukan yang berdasarkan atas teori kinetik molekul gas dinyatakan beberapa hal berikut.

1. Gas merupakan partikel molekul gas yang ukurannya lebih kecil daripada jarak antarmolekulnya.
2. Gerakan molekul-molekul gas selalu lurus ke segala arah.
3. Tumbukan yang terjadi antara molekul-molekul gas dengan dinding wadahnya bersifat elastis sempurna, artinya molekul-molekul gas akan dipantulkan kembali tanpa kehilangan energi.
4. Perubahan temperatur mempengaruhi kecepatan gerak molekul-molekul gas. Semakin tinggi temperatur, maka akan semakin cepat gerak molekul-molekul gas.
5. Harga energi kinetik rata-rata molekul gas sama besar pada temperatur yang sama atau tidak dipengaruhi oleh massanya.

Konsentrasi, luas permukaan, temperatur dan katalis berhubungan erat dengan tumbukan antar partikel merupakan factor-faktor yang berpengaruh pada laju reaksi, yang dapat diilustrasikan sebagai berikut:

- a. Berdasarkan teori tumbukan, pengaruh konsentrasi pada laju reaksi dapat dilihat dari gambar berikut:



**Gambar 3.4.** Pengaruh Konsentrasi terhadap Laju Reaksi

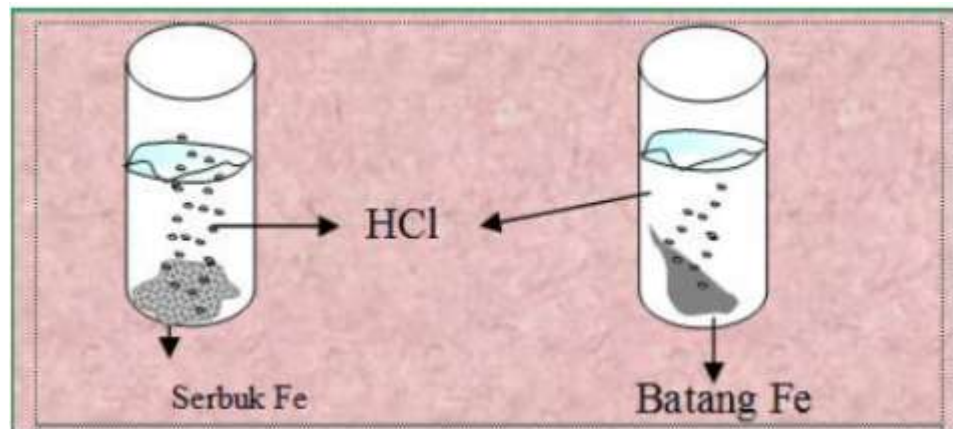
Dari gambar tersebut di atas, diperoleh informasi bahwa konsentrasi reaktan berhubungan erat dengan jumlah partikel zat yang terlibat dalam

tumbukan. Jika jumlah reaktan bertambah banyak, maka akan semakin banyak jumlah partikel-partikel yang bertumbukan, dan oleh karena itu, akan semakin dekat jarak antara partikel sehingga jumlah tumbukan efektif juga akan meningkat. Itu artinya laju suatu reaksi mengalami peningkatan. Demikian juga sebaliknya, laju reaksi juga akan menurun jika konsentrasi berkurang, karena akan sedikit terjadi tumbukan dan.

b. Laju reaksi dipengaruhi oleh luas permukaan berdasarkan teori tumbukan

Semakin halus bentuk suatu zat untuk massa yang sama akan mengakibatkan semakin luas permukaan zat tersebut. Menurut teori tumbukan: “semakin luas permukaan partikel, semakin besar kemungkinan terjadinya tumbukan antar partikel”.

Hal tersebut dapat diilustrasikan pada gambar berikut :

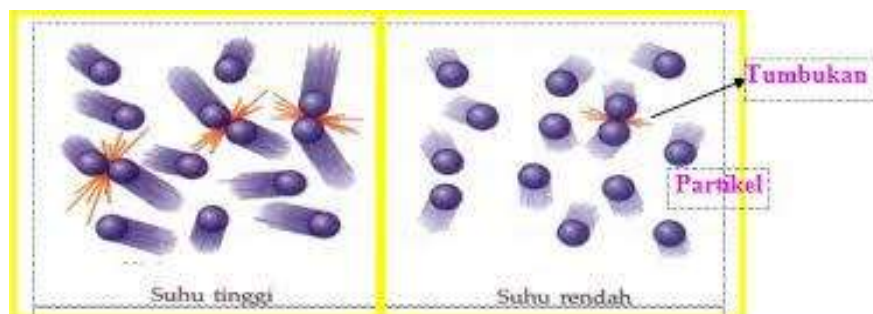


**Gambar 3.5.** Pengaruh Luas Permukaan terhadap Laju Reaksi

Gambar 3.5 memberikan informasi bahwa serbuk Fe bereaksi lebih cepat jika dibandingkan dengan batang Fe. Fenomena ini disebabkan oleh serbuk Fe luas permukaannya lebih luas daripada kepingan Fe, sehingga mempunyai bidang sentuh yang lebih banyak agar terjadi tumbukan dengan zat lain. Hal ini berakibat akan lebih cepat laju reaksi zat berbentuk serbuk jika dibandingkan dengan zat yang berbentuk kepingan.

- c. Laju reaksi dipengaruhi oleh temperatur berdasarkan teori tumbukan

Gambar berikut merupakan ilustrasi pengaruh temperatur terhadap laju reaksi berhubungan dengan energi kinetik partikel, adalah sebagai berikut:



**Gambar 3.6.** Partikel yang Bertumbukan pada Temperatur Tinggi dan Rendah.

Dari gambar tersebut di atas dapat diperoleh informasi bahwa pada temperatur tinggi, lebih banyak jumlah partikel yang bertumbukan dibandingkan pada temoeratur rendah. Penyebab dari hal ini karena pada temperatur tinggi energi kinetik partikel akan lebih besar dan sebagai akibatnya jumlah tumbukan semakin banyak sehingga laju reaksi akan meningkat.

- d. Laju reaksi dipengaruhi oleh katalis berdasarkan teori tumbukan

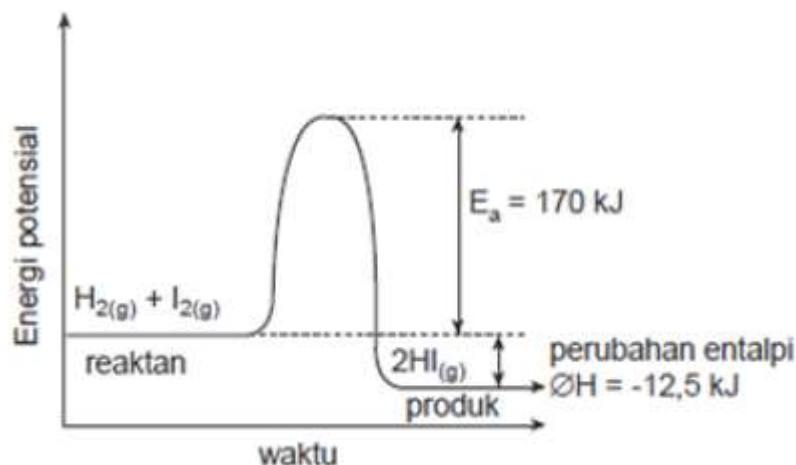
Pengaruh katalis pada laju reaksi berkenaan dengan energi pengaktifan reaksi ( $E_a$ ). Katalis positif yaitu katalis yang digunakan untuk mempercepat reaksi kimia memberikan suatu mekanisme reaksi alternatif dengan nilai  $E_a$  yang lebih rendah jika dibandingkan dengan nilai  $E_a$  reaksi tanpa katalis. Energi aktivasi yang semakin rendah akan menyebabkan lebih banyak partikel yang memiliki energi kinetik yang cukup untuk mengatasi rendahnya halangan energi aktivasi ini, sehingga mengakibatkan jumlah tumbukan efektif akan bertambah banyak, sehingga laju reaksi juga akan meningkat. Zat yang berfungsi untuk mempercepat laju reaksi disebut katalisator, sedangkan

zat yang berfungsi untuk memperlambat laju reaksi secara umum disebut Inhibitor.

Supaya molekul-molekul dapat bereaksi maka harus terjadi tumbukan dimana molekul-molekul harus mempunyai energi minimum untuk bereaksi. Energi aktivasi merupakan energi minimum yang diperlukan untuk bereaksi pada saat molekul bertumbukan. Fungsi energi aktivasi adalah memutuskan ikatan-ikatan pada reaktan sehingga akan terbentuk ikatan baru pada hasil reaksi. Sebagai contoh energi aktivasi pada reaksi gas hidrogen dan iodium yang mempunyai persamaan reaksi:



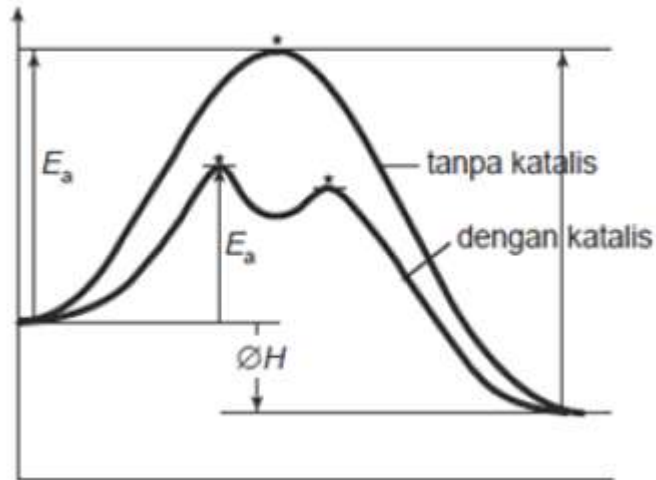
dan penggambaran grafiknya sebagai berikut.



**Gambar 3.7.** : Grafik Energi Potensial dan Waktu pada Reaksi  $\text{H}_2$  dan  $\text{I}_2$

Besarnya energi aktivasi pada reaksi tersebut adalah 170 kJ per mol. Diperlukan energi  $\geq 170$  kJ agar terjadi tumbukan antara  $\text{H}_2$  dan  $\text{I}_2$ . Ketika reaksi berlangsung, diserap energi sebesar 170 kJ dan digunakan untuk memutuskan ikatan H – H dan I – I dan selanjutnya terbentuk ikatan H – I. Reaksi tersebut termasuk reaksi eksoterm karena pada saat terbentuk H – I ada energi yang dilepaskan.

Pada gambar berikut dapat diketahui bagaimana kinerja katalis sehingga dapat mempercepat laju reaksi:

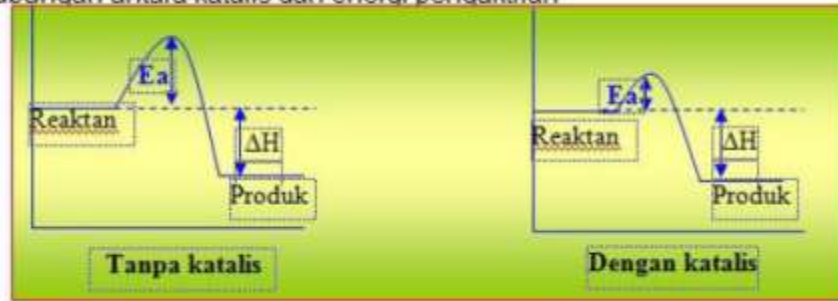


**Gambar 3.8** : Grafik Energi Potensial Reaksi tanpa Katalis dan dengan Adanya Katalis

Dari gambar tersebut di atas dapat diketahui proses reaksi tanpa menggunakan katalis digambarkan dengan satu kurva yang tinggi sedangkan yang menggunakan katalis menjadi kurva dengan dua puncak yang rendah sehingga energi aktivasi pada reaksi dengan menggunakan katalis lebih rendah daripada energi aktivasi pada reaksi tanpa menggunakan katalis. Berarti secara keseluruhan katalis dapat menurunkan energi aktivasi dengan cara mengubah jalannya reaksi atau mekanisme reaksi sehingga reaksi lebih cepat terjadi.

Hubungan antara katalis dengan energi pengaktifan terlihat pada gambar dibawah ini :

Hubungan antara katalis dan energi pengaktifan



**Gambar 3.9..** Hubungan antara Katalis dengan Energi Aktivasi.

Homogenitas katalis dapat dilihat dari fasenya, oleh karena itu katalis homogen merupakan katalis yang mempunyai fase yang sama dengan fase reaktan, sedangkan katalis heterogen merupakan katalis yang mempunyai fase berbeda dengan fase reaktannya. Pada umumnya katalis heterogen digunakan dalam wujud padat. Sementara itu, reaktannya berwujud gas atau cairan. Pemberian katalis pada sistem reaksi akan memunculkan tambahan tahap-tahap reaksi yang memberikan jalan alternatif lain dengan energi aktivasi ( $E_a$ ) lebih rendah. Agar tumbukan partikel menghasilkan reaksi maka partikel harus mempunyai energi minimal sebesar energi aktivasi ( $E_a$ ). Tahap pengikatan katalis dan tahap pelepasan katalis pada akhir reaksi merupakan tahap-tahap reaksi tambahan. Katalis hanya dapat berfungsi untuk suatu reaksi tertentu, sehingga katalis dikatakan bersifat spesifik

Fungsi katalis adalah untuk menurunkan energi aktivasi. Dengan adanya katalis akan mengakibatkan reaksi berlangsung dalam beberapa tahap. Mekanisme reaksi merupakan rangkaian tahap-tahap reaksi dalam suatu reaksi kimia. Tahap penentu laju reaksi dapat diperoleh dari tahap reaksi yang paling lambat dalam suatu mekanisme reaksi.

Teori kinetik gas merupakan dasar teori tumbukan dalam membahas bagaimana suatu reaksi kimia dapat terjadi. Berdasarkan teori kinetik gas, laju reaksi antara dua jenis molekul A dan B sama dengan jumlah tumbukan yang terjadi per satuan waktu antara kedua jenis molekul tersebut. Adapun jumlah

tumbukan yang terjadi persatuan waktu sebanding dengan konsentrasi A dan konsentrasi B. Oleh karena itu, semakin besar konsentrasi A dan konsentrasi B maka akan semakin besar pula jumlah tumbukan yang terjadi.

Teori Tumbukan mempunyai beberapa kelemahan, antara lain:

1. Tumbukan yang terjadi antar partikel tidak semuanya dapat menghasilkan reaksi sebab untuk dapat menghasilkan reaksi ada energi tertentu yang harus dilewati (disebut energi aktivasi = energi pengaktifan). Apabila energi tumbukannya lebih besar atau sama dengan energi pengaktifan ( $E_a$ ) maka baru bisa terjadi reaksi.
2. Rumitnya struktur ruang suatu molekul mengakibatkan tumbukan yang tidak sama jumlahnya jika dibandingkan dengan molekul yang sederhana struktur ruangnya.

Harga frekuensi tumbukan ini dipengaruhi oleh beberapa faktor, diantaranya:

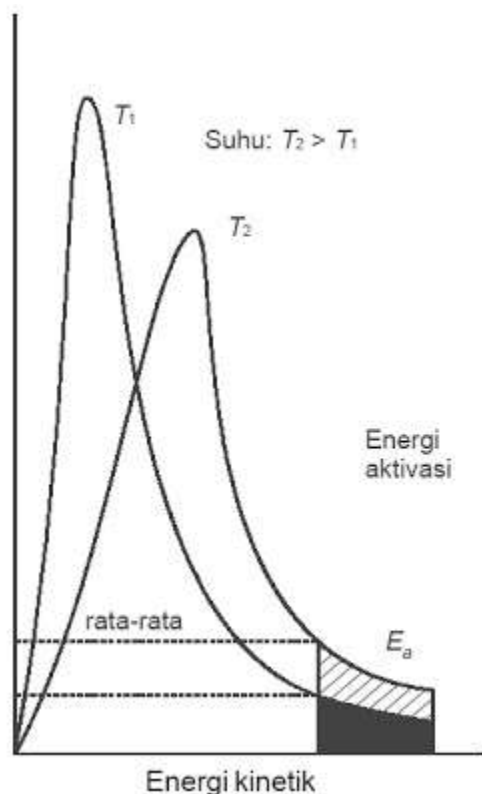
1. konsentrasi;
2. temperatur, dan
3. luas permukaan bidang sentuh.

Jika konsentrasi suatu larutan semakin besar, maka akibatnya akan semakin banyak molekul yang terkandung di dalamnya dan oleh karena itu, maka akan semakin sering terjadi tumbukan di antara molekul-molekul tersebut. Itu artinya hanya sebagian dari tumbukan molekul yang menghasilkan reaksi, dan keadaan ini didasarkan pada 2 faktor, yaitu:

- Reaksi dihasilkan hanya oleh molekul-molekul yang lebih energik sebagai akibat dari hasil tumbukan, kemungkinan suatu tumbukan tertentu untuk menghasilkan reaksi kimia tergantung dari arah tumbukan dari molekul yang bertumbukan.
- Energi aktivasi ( $E_a$ ) merupakan energi minimum yang harus dimiliki oleh molekul untuk dapat bereaksi. Teori kinetik gas menyatakan bahwa molekul-



molekul gas dalam satu wadah tidak memiliki energi kinetik yang sama, tetapi bervariasi seperti ditunjukkan pada Gambar 3.10.

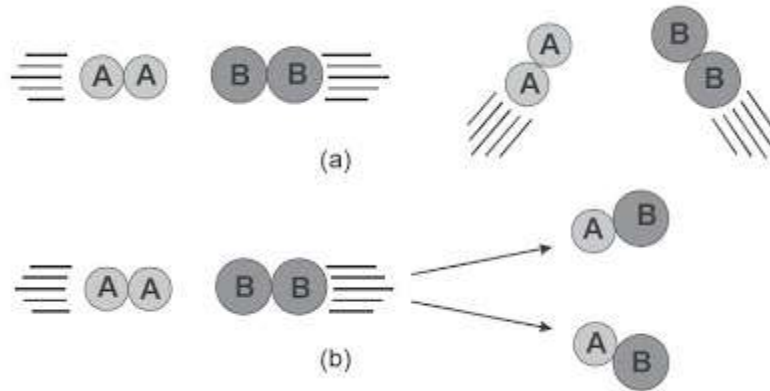
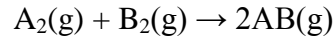


**Gambar 3.10.** Distribusi Energi Molekul-molekul Gas.

Pada temperatur yang lebih tinggi ( $T_2$ ), fraksi molekul yang mencapai energi pengaktifan sebesar dua kali, distribusi energinya melebar. Energi kinetik molekul rata-rata meningkat dengan kenaikan temperatur sehingga lebih banyak molekul yang memiliki energi lebih besar dari energi pengaktifan oleh karena tumbukan makin sering terjadi dan terjadinya peningkatan laju reaksi.

Hasil kali frekuensi tumbukan dengan fraksi molekul yang memiliki energi sama atau melebihi energi pengaktifan menentukan besarnya laju reaksi kimia. Disebabkan oleh fraksi molekul yang teraktifkan biasanya sangat kecil, maka laju reaksi jauh lebih kecil daripada frekuensi tumbukannya sendiri. Jika nilai energi pengaktifan semakin tinggi, maka akan semakin kecil fraksi molekul yang

teraktifkan dan akibatnya semakin lambat reaksi berlangsung. Perhatikanlah contoh reaksi berikut ini:



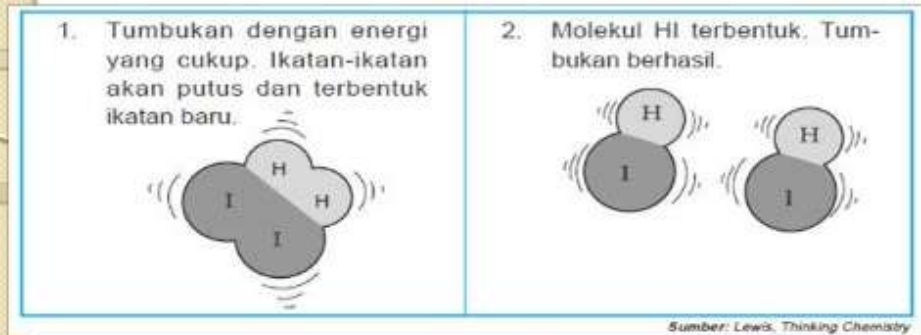
**Gambar 3.11.** Tumbukan Molekul dan Reaksi Kimia (a) Tumbukan yang tidak Memungkinkan Terjadinya Reaksi. (b) Tumbukan yang Memungkinkan Terjadinya Reaksi.

Agar tumbukan efektif untuk menghasilkan reaksi kimia, maka molekul-molekul harus mempunyai arah tumbukan tertentu. Dari Gambar 3.11. diperoleh informasi bahwa umumnya lebih banyak jumlah tumbukan yang arahnya tidak memungkinkan terjadi reaksi daripada jumlah tumbukan yang memungkinkan terjadinya reaksi. Artinya peluang suatu tumbukan tertentu untuk menghasilkan reaksi umumnya kecil.

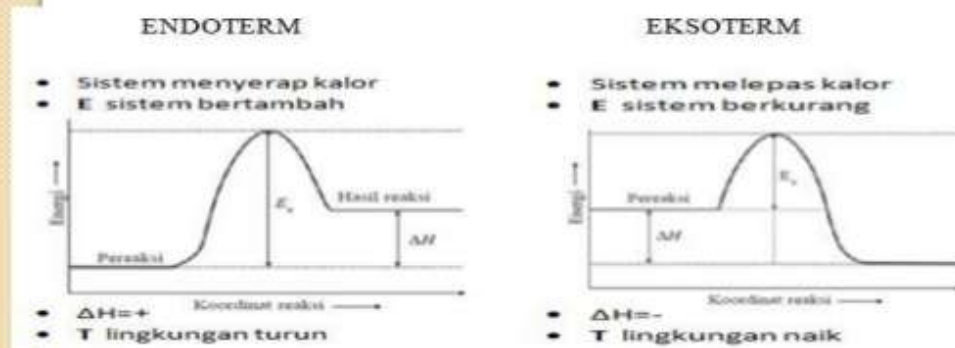
Tumbukan efektif adalah tumbukan yang terjadi antara dua zat reaktan dengan arah tumbukan yang tepat disertai energi yang cukup untuk mengatasi hambatan energi aktivasi. Adapun syarat-syarat agar terjadi tumbukan efektif adalah:

- Zat-zat reaktan harus saling bertumbukan satu sama lain
- Molekul-molekul harus memiliki energi yang cukup untuk memulai reaksi
- Molekul-molekul harus memiliki arah tumbukan yang tepat.

- **Tumbukan Efektif** adalah tumbukan yang menghasilkan reaksi.



- Energi minimal yang diperlukan sebelum tumbukan terjadi dikenal sebagai energi pengaktifan atau **energi aktivasi ( $E_a$ )**.



**Gambar 3.12.** Tumbukan Efektif

### 3.3 Hubungan Tumbukan dengan $E_a$

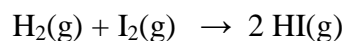
Molekul yang bergerak akan mempunyai energi kinetik. Jika gerakannya semakin cepat, maka akan semakin besar energi kinetiknya yang diubah menjadi energi vibrasi. Apabila energi kinetik pada mulanya harganya besar, maka molekul yang bertumbukan akan bergetar kuat sehingga akibatnya akan memutuskan berapa ikatan kimianya. Terbentuknya hasil reaksi diawali dengan putusnya ikatan sebagai langkah pertama. Apabila energi kinetik awalnya kecil, maka molekul hanya akan terpental tetapi masih

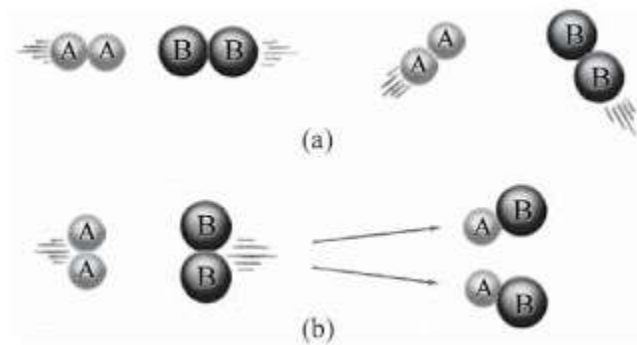
utuh. Hal ini ditinjau dari segi energi tumbukan minimum yang harus terpenuhi agar reaksi terjadi.

Kita postulatkan bahwa, agar terjadi reaksi, molekul yang bertumbukan harus memiliki energi kinetik total sama dengan atau lebih besar daripada energi aktivasi ( $E_a$ ), yaitu jumlah energi minimum yang diperlukan untuk memulai reaksi kimia. Apabila energi sistem lebih kecil daripada energi aktivasi, maka molekul tetap utuh, yang mengakibatkan tidak adanya perubahan akibat tumbukan. Partikel yang terbentuk sementara oleh molekul reaktan sebagai akibat adanya tumbukan sebelum membentuk hasil reaksi dinamakan kompleks teraktivasi (activated complex, atau juga dinamakan keadaan transisi).

Kita dapat membayangkan energi aktivasi sebagai penghalang yang mencegah molekul yang energinya kurang untuk bisa bereaksi. Disebabkan oleh jumlah molekul reaktan dalam reaksi bisa sangat banyak, maka akan terjadi keberagaman dalam kecepatan, dan dengan demikian juga energi kinetik molekul. Umumnya, molekul yang bertumbukan (umumnya tidak begitu banyak jumlahnya), yaitu molekul dengan gerakan yang paling cepat akan mempunyai energi kinetik yang cukup untuk melampaui energi aktivasi. Oleh karena itu, molekul-molekul ini dapat terlibat dalam reaksi

Adanya tumbukan yang efektif antara partikel-partikel zat yang bereaksi memungkinkan berlangsungnya reaksi kimia. Tumbukan efektif dapat terjadi jika tumbukan mempunyai energi yang cukup untuk memutuskan ikatan-ikatan pada zat yang bereaksi. Pada gambar di bawah ini dapat dilihat contoh tumbukan yang bisa maupun yang tidak menghasilkan reaksi antara molekul hidrogen ( $H_2$ ) dan molekul iodin ( $I_2$ ).





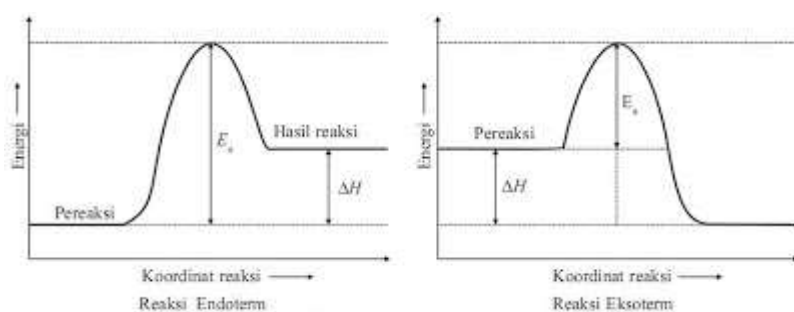
Sebelum terjadi tumbukan, partikel-partikel harus memiliki energi minimum yang dikenal sebagai energi aktivasi ( $E_a$ ) atau energi pengaktifan.

Dalam teori tumbukan dan energi aktivasi, suatu reaksi kimia dapat berlangsung apabila terjadi interaksi atau tumbukan antara molekul-molekul reaktan, tetapi hanya tumbukan efektif yang akan menghasilkan zat hasil reaksi. Efektivitas suatu tumbukan ditentukan oleh posisi/arrah tumbukan dari molekul dan energi kinetik yang dimilikinya. Teori tumbukan dan energi aktivasi sangat bermanfaat untuk menjelaskan faktor-faktor yang mempengaruhi laju reaksi. Dengan menaikkan harga energi kinetik molekul atau menurunkan harga energi aktivasinya, laju reaksi kimia dapat dipercepat.

Energi aktivasi dengan menggunakan katalis akan lebih kecil jika dibandingkan dengan energi aktivasi tanpa menggunakan katalis. Semakin kecil nilai energi aktivasi, maka reaksi akan lebih mudah terjadi. Oleh karena itu, reaksi dengan menggunakan katalis akan semakin cepat menghasilkan zat hasil reaksi (laju reaksinya semakin cepat). Jika belum ditambahkan katalis, akan sedikit terjadi tumbukan partikel. Tetapi, setelah katalis ditambahkan, energi aktivasi akan turun karena terjadi tumbukan partikel yang lebih banyak. Katalis berfungsi menurunkan energi aktivasi dengan cara perubahan mekanisme reaksi, yaitu membuat tahap-tahap reaksi yang mempunyai energi aktivasi lebih rendah. Dalam suatu reaksi, katalis tidak mengalami perubahan kimia (tidak ikut bereaksi) tetapi dimungkinkan terjadi

perubahan fisik katalis. Terdapat banyak reaksi yang memerlukan katalis, tetapi jumlahnya relatif sedikit

Katalis bermanfaat untuk menurunkan energi aktivasi suatu reaksi dan meningkatkan laju reaksi. Katalis bekerja dengan meningkatkan frekuensi tumbukan antar reaktan, mengubah arah tumbukan reaktan sehingga memperbanyak jumlah tumbukan efektif, menurunkan ikatan intermolekuler antara molekul reaktan atau mendonorkan densitas elektron kepada reaktan. Katalis membantu reaksi untuk berlangsung lebih cepat menuju arah kesetimbangan. Ketika reaksi sedang berlangsung akan terbentuk zat kompleks teraktivasi dan letaknya berada pada puncak energi. Jika reaksi dapat terjadi, maka penguraian zat kompleks teraktivasi akan memberikan zat hasil reaksi. Hubungan antara energi pengaktifan dengan energi yang dilepaskan atau diserap selama berlangsungnya reaksi ditunjukkan pada gambar berikut ini:

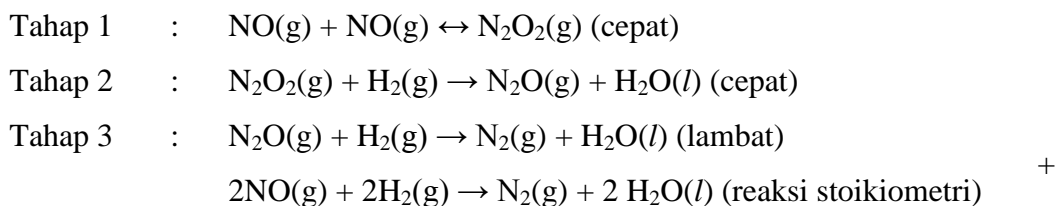


### 3.4 Hubungan Tumbukan dengan Laju Reaksi

Laju reaksi dinyatakan sebagai besarnya perubahan konsentrasi hasil reaksi atau reaktan dalam satuan waktu, atau dapat dinyatakan sebagai pertambahan konsentrasi molar salah satu produk tiap satuan waktu atau laju pengurangan konsentrasi molar salah satu pereaksi. (Dogra, 2008)

Pada beberapa kasus, semakin besar konsentrasi reaktan tidak selalu mempercepat reaksi atau tidak sebanding dengan peningkatan laju reaksinya akibat semakin besarnya konsentrasi. Hal ini dapat diperjelas dengan **teori tumbukan** sebagai berikut.

Dengan terlebih dulu terjadi tumbukan antara partikel-partikel zat reaktan maka reaktan-reaktan tersebut dapat bereaksi. Dalam reaksi sederhana, yang tahap reaksinya adalah satu, perubahan konsentrasi reaktan akan sebanding dengan perubahan laju reaksinya. Sebagai contoh, pada reaksi sederhana  $A + B \rightarrow C$  apabila konsentrasi B tetap dan konsentrasi A dijadikan 2 kali, maka laju reaksinya akan menjadi 2 kali, demikian pula halnya, jika konsentrasi A tetap tetapi konsentrasi B dijadikan 2 kali maka laju reaksinya menjadi 2 kali pula. Dalam reaksi yang tidak sederhana, partikel-partikel reaktan yang bertumbukan tidak langsung menghasilkan hasil akhir. Hal ini bisa terjadi pada reaksi yang melibatkan satu jenis pereaksi atau lebih. Dalam reaksi dimana terlibat lebih dari dua partikel seperti dalam reaksi  $2H_2 + 2NO \rightarrow N_2 + 2H_2O$  hal ini tidak mungkin akan terjadi disebabkan tumbukan sekaligus antara 4 partikel pada satu titik dan satu saat yang sama adalah tidak mungkin terjadi. Kemungkinan hanya bisa terjadi pada tumbukan antara dua partikel. Oleh sebab itu, reaksi yang tidak sederhana diperkirakan berlangsung tahap demi tahap yang dalam hal mana hanya terjadi tumbukan antara dua partikel untuk setiap tahapnya. Seperti terlihat pada contoh reaksi di atas, diperkirakan tahap-tahap reaksinya adalah sebagai berikut.



Dimana setiap tahapnya merupakan reaksi sederhana.

Mekanisme reaksi merupakan rangkaian tahap-tahap yang menunjukkan jalannya suatu reaksi dari awal hingga akhir. Laju reaksinya berbeda untuk setiap tahap. Di antara tahap-tahap reaksi dalam mekanisme reaksi seringkali dijumpai terdapat satu tahap dengan laju yang relatif rendah yang mana tahap ini disebut sebagai tahap penentu laju. Dalam hal ini, laju reaksi secara keseluruhan ditentukan oleh tahap yang lambat.

Pada mekanisme reaksi tersebut di atas, tahap ketiga merupakan tahap penentu laju. Bentuk Hukum Lajunya adalah:

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

Konsentrasi  $\text{N}_2\text{O}$  pada persamaan laju reaksi harus dihilangkan karena  $\text{N}_2\text{O}$  tidak terdapat dalam reaksi stoikiometri. Penghilangan konsentrasi ini dapat dilakukan dengan memperhatikan reaksi tahap 1. Reaksi tahap 1 adalah reaksi reversible dengan laju yang sama (reaksi kesetimbangan).

$$r_{\text{ke kanan}} = r_{\text{ke kiri}}$$

$$r_{\text{ke kanan}} = k'' [\text{NO}]^2$$

$$r_{\text{ke kiri}} = k' [\text{N}_2\text{O}_2]$$

$$k' [\text{NO}]^2 = k'' [\text{N}_2\text{O}_2]$$

Ditinjau dari stoikiometrinya, dapat dilihat reaksi pada tahap 2,  $[\text{N}_2\text{O}_2]$  sama dengan  $[\text{N}_2\text{O}]$

$$k' [\text{NO}]^2 = k'' [\text{N}_2\text{O}]$$

$$[\text{N}_2\text{O}] = k' / k'' [\text{NO}]^2$$

Jadi,  $r = k \cdot k' / k'' [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$  atau jika  $k \cdot k' / k'' = K$ , oleh karenanya,



$$r = K [\text{NO}]^2 [\text{H}_2]$$

Secara keseluruhan, reaksinya merupakan orde ketiga dan ini sesuai dengan hasil eksperimen.

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

Fakta	Uraian Teori
Laju reaksi dapat dipercepat dengan peningkatan konsentrasi reaktan .	Dengan meningkatnya konsentrasi berarti jumlah partikel akan bertambah pada volume tersebut dan akibatnya tumbukan antar partikel lebih sering terjadi. Tumbukan yang banyak memungkinkan tumbukan yang berhasil akan bertambah sehingga laju reaksi meningkat.
Laju reaksi dapat dipercepat dengan peningkatan temperatur.	Temperatur suatu sistem merupakan ukuran dari rata-rata energi kinetik dari partikel-partikelnya. Jika temperatur naik maka energi kinetik partikel-partikel juga akan bertambah, sehingga akan bertambah kemungkinan terjadi tumbukan yang berhasil dan laju reaksi meningkat.
Laju reaksi dapat dipercepat dengan penambahan luas permukaan bidang sentuh.	Makin besar luas permukaan, menyebabkan Tumbukan makin banyak disebabkan oleh makin besarnya luas permukaan dan karena itu makin banyak bagian permukaan yang bersentuhan sehingga laju reaksi makin cepat.
Laju reaksi dapat dipercepat dengan adanya katalis.	Energi aktivasi ( $E_a$ ) dapat diturunkan dengan adanya katalis, sehingga laju reaksi makin cepat karena dengan energi yang sama jumlah tumbukan yang berhasil lebih banyak.
<b>Sumber:</b> Lewis, Thinking Chemistry	

Atas dasar teori tumbukan, adanya energi yang cukup dari suatu tumbukan akan menghasilkan suatu reaksi. Disamping adanya energi yang cukup, jumlah tumbukan juga berpengaruh. Jika tumbukan antara partikel yang berhasil lebih banyak maka akan lebih cepat laju reaksinya.

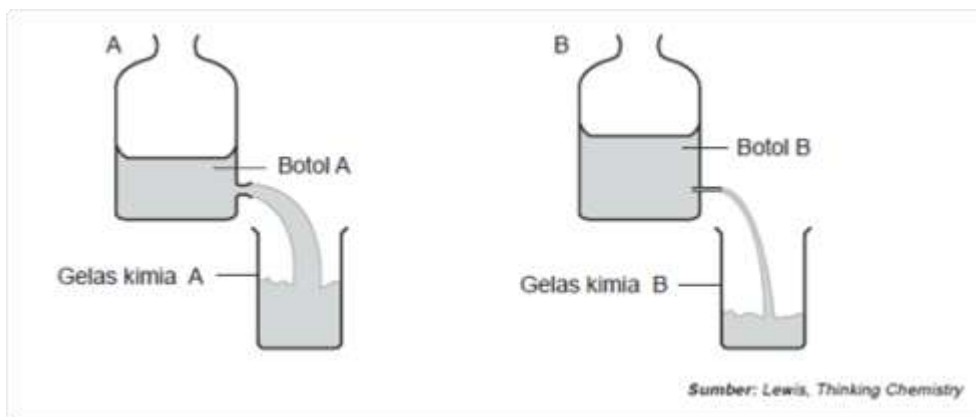
Terdapat sedikit pengecualian, laju reaksi meningkat dengan meningkatnya temperature, contohnya, waktu yang diperlukan untuk merebus telur pada 100°C adalah sekitar 10 menit yang lebih singkat jika dibandingkan pada 80°C dengan waktu sekitar 30 menit. Contoh sebaliknya, cara yang lebih efektif untuk mengawetkan makanan adalah dengan menyimpannya pada suhu di bawah nol, yang akan memperlambat laju pembusukan oleh bakteri. Untuk menjelaskan perilaku ini pada awalnya kita harus mengetahui bagaimana reaksi tersebut dimulai.

Dalam teori kinetik molekul gas dinyatakan bahwa molekul gas sering bertumbukan satu dengan lainnya. Biasanya benar dan sangat masuk akal jika kita menganggap, bahwa reaksi kimia dapat berlangsung sebagai akibat dari tumbukan antara molekul-molekul yang bereaksi. Kinetika kimia ditinjau dari segi teori tumbukan, dapat kita perkirakan laju reaksi akan berbanding lurus dengan banyaknya tumbukan molekul tiap detik atau berbanding lurus dengan frekuensi tumbukan molekul:

$$\text{Laju} \approx \frac{\text{banyaknya tumbukan}}{\text{detik}}$$

Hubungan yang sederhana tersebut di atas menjelaskan ketergantungan laju reaksi terhadap konsentrasi.

Dalam reaksi kimia reaktan berubah menjadi hasil reaksi. Laju dari perubahan zat merupakan ukuran jumlah perubahan zat tersebut yang terjadi per satuan waktu.



Gambar di atas menunjukkan, air dialirkan dari botol besar ke gelas kimia. Terdapat perbedaan ukuran besarnya lubang untuk aliran kedua botol tersebut. Botol manakah laju aliran air yang lebih cepat? Dari percobaan ini dapat terlihat bahwa laju dapat ditentukan dengan dua cara yaitu dengan mengukur volume air yang bertambah dari botol tiap satuan waktu dan volume air yang berkurang pada gelas kimia tiap satuan waktu. Dari gambaran tersebut maka untuk menentukan laju reaksi dapat ditentukan dengan dua cara yaitu dengan mengukur:

1. Jumlah reaktan yang bereaksi atau digunakan tiap satuan waktu, dan
2. Jumlah hasil reaksi yang diperoleh tiap satuan waktu.

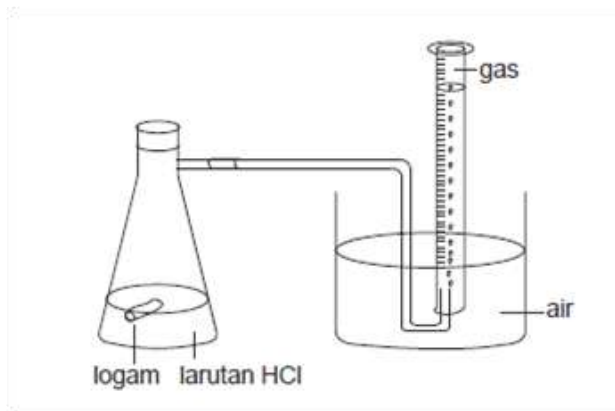
Sebagai contoh reaksi antara logam magnesium dengan asam klorida dengan persamaan reaksi:  $\text{Mg(s)} + 2 \text{HCl(aq)} \rightarrow \text{MgCl}_2\text{(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$  Laju reaksi dapat ditentukan dengan mengukur jumlah magnesium atau asam klorida yang digunakan pada satuan waktu tertentu atau jumlah gas hidrogen atau magnesium klorida yang terbentuk pada satu satuan waktu.

Pada reaksi tertentu, reaktan dan hasil reaksi dalam keadaan bercampur dan dalam wujud yang sama, sehingga cukup sulit untuk dipisahkan. Oleh sebab itu, pengukuran laju reaksi akan lebih mudah pada reaksi apabila reaktan dan hasil reaksi mempunyai fasa yang berbeda. Laju reaksi yang menghasilkan gas dapat dilakukan

dengan mengukur massa setelah selang waktu tertentu atau mengukur volume gas yang terjadi dalam selang waktu tertentu.

### 1. Menentukan Harga Laju Reaksi dengan Mengukur Perubahan Volume.

Misalnya pengukuran laju reaksi untuk reaksi asam dengan logam. Perhatikan Gambar berikut:



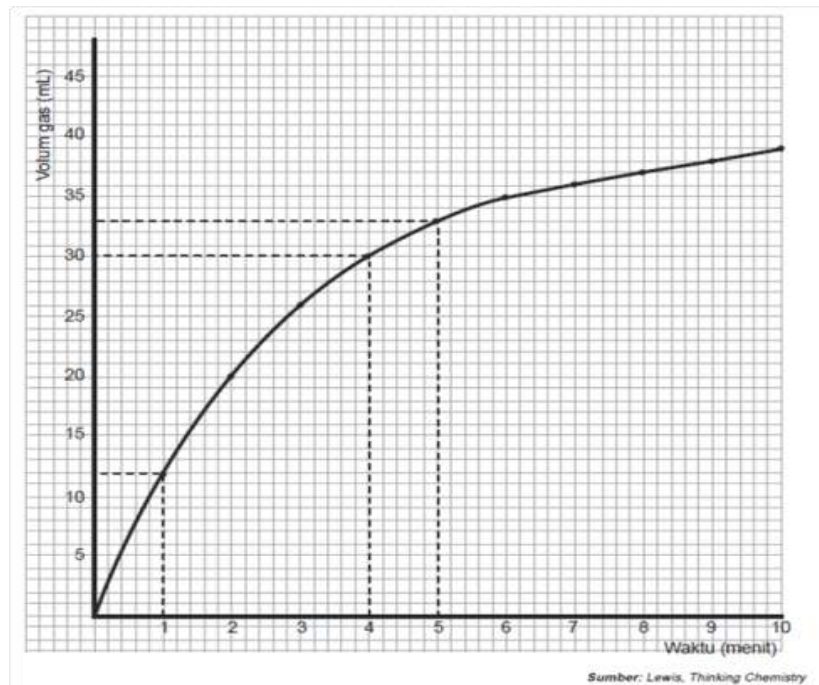
**Gambar 3.13.** Mengukur Laju Reaksi dengan Mengukur Perubahan Volume

Pada contoh percobaan di atas digunakan labu erlenmeyer berlengan. Labu erlenmeyer segera di tutup setelah logam dimasukkan ke dalam larutan asam. Reaksi logam dan asam akan menghasilkan gas. Terbentuknya gas akan menekan air sehingga dapat diukur volume gasnya. Setiap menit Volume gas diukur. Pada tabel berikut dapat dilihat hasil percobaannya.

**Tabel:** Hasil Pengukuran Volume 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

Dari data percobaan dapat dibuat grafik berikut:



**Gambar 3.14.** Grafik antara Volume Gas yang Dihasilkan dari Reaksi Asam dan Logam dengan Waktu (menit)

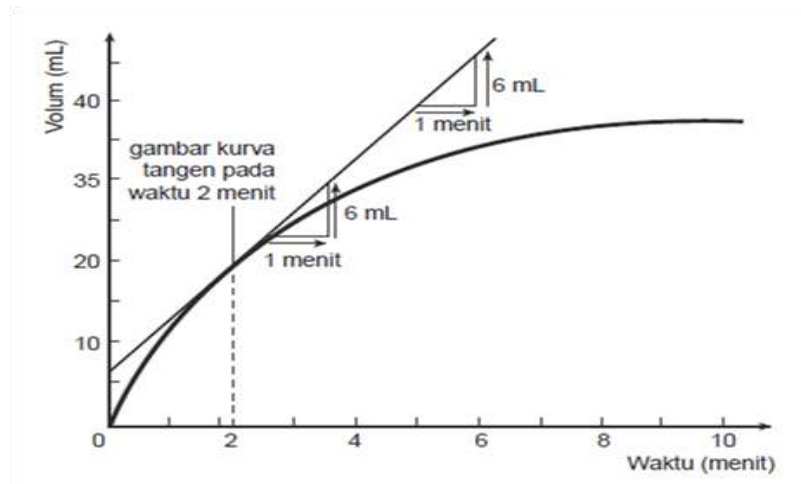
Data percobaan menunjukkan bahwa reaksi mula-mula sangat cepat, dimana gas yang terbentuk adalah 12 mL dalam waktu 1 menit. Tetapi setelah 5 menit dihasilkan gas hanya 3 mL dan setelah 9 menit tidak ada lagi gas yang terbentuk, hal ini berarti bahwa reaksi telah selesai. Untuk menentukan laju reaksinya ditentukan dengan mencari kemiringan (gradien) kurva pada waktu-waktu tertentu dan menentukan tangens pada kurva. Langkah - langkahnya yaitu:

- Dibuat garis miring pada titik yang menunjukkan waktu 2 menit.
- Digambarkan tangens pada kurva.
- Diukur perubahan jarak vertikal dan perubahan jarak horisontal.

Kemiringan (gradien) ditentukan dengan rumus:

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

Perhatikan Gambar Berikut



**Gambar 3.15.** Menentukan Gradient

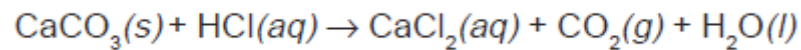
Dari diagram yang dibuat, perubahan jarak vertikal = perubahan volume  
dan perubahan jarak horisontal = perubahan waktu.

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

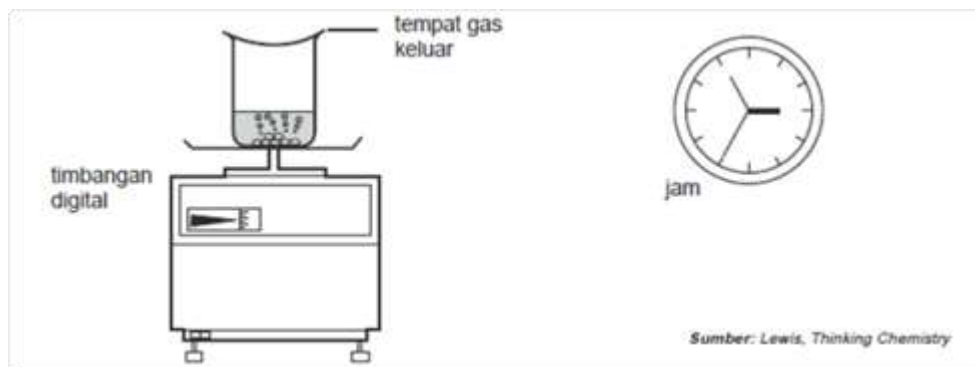
Gradien/kemiringan pada grafik menunjukkan laju reaksi yang merupakan perubahan volume tiap satuan waktu, dari perhitungan dapat diketahui laju reaksi di atas adalah 6 mL per menit. Dan ini berarti dihasilkan 6 mL hidrogen setiap 1 menit .

## 2. Menentukan Harga Laju Reaksi melalui Perubahan Massa.

Reaksi yang menghasilkan gas dengan massa cukup tinggi seperti CO<sub>2</sub> cocok menggunakan metoda ini. Sebagai contoh reaksi antara HCl dengan CaCO<sub>3</sub>. Adapun persamaan reaksinya:

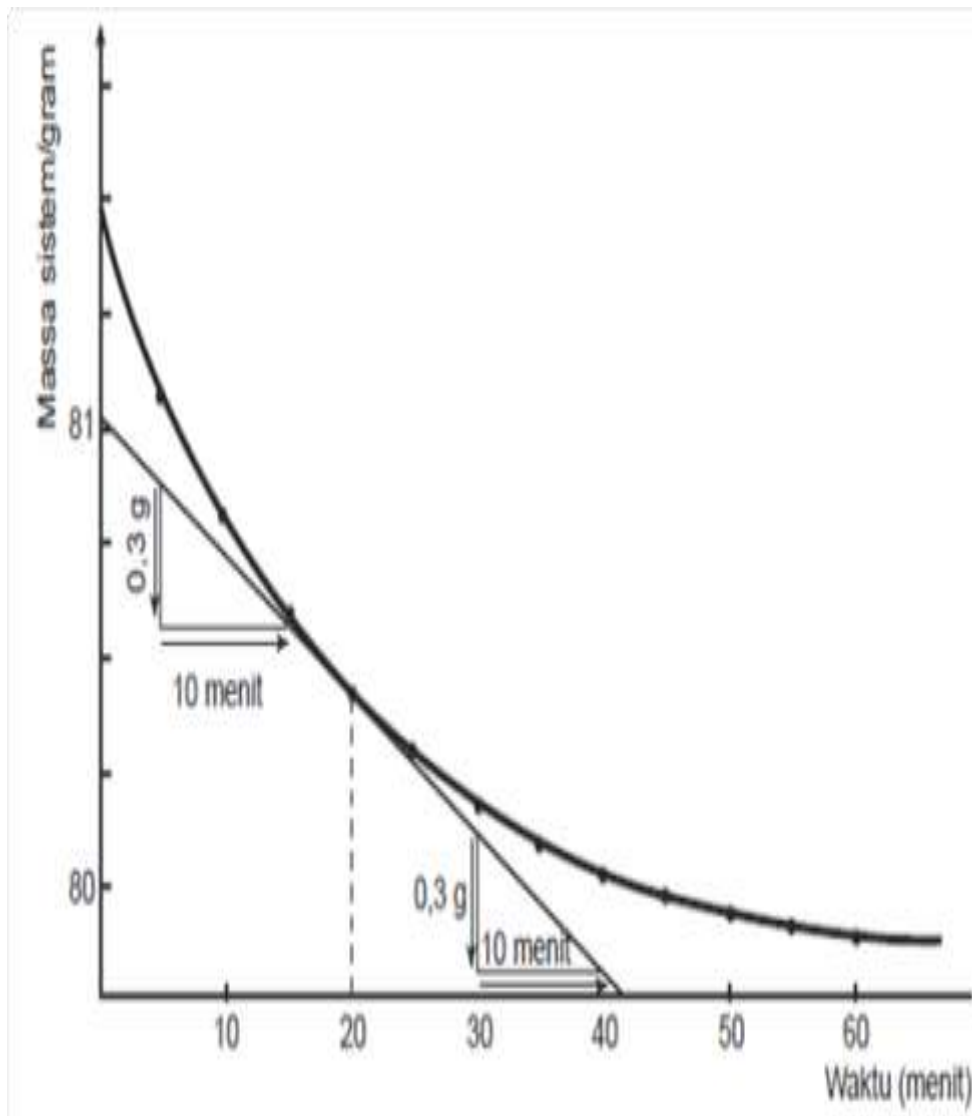


Perubahan massa zat selama reaksi dan perhitungan laju reaksinya berdasarkan grafik perubahan massa zat selama reaksi ditentukan dengan cara berikut ini. Perhatikanlah Gambar berikut:



**Gambar 3.16.** Mengukur Laju Reaksi melalui Perubahan Massa

Zat-zat yang bereaksi serta peralatan diletakkan pada timbangan digital. Agar gas dapat keluar, kaca arloji penutup gelas kimia dicanjal sehingga ada celah kecil. Massa sistem setiap waktu akan berkurang yang disebabkan oleh keluarnya gas hasil reaksi. Setiap menit massanya diukur dan hasil pengamatan dibuat grafik yang dapat dilihat pada gambar berikut :



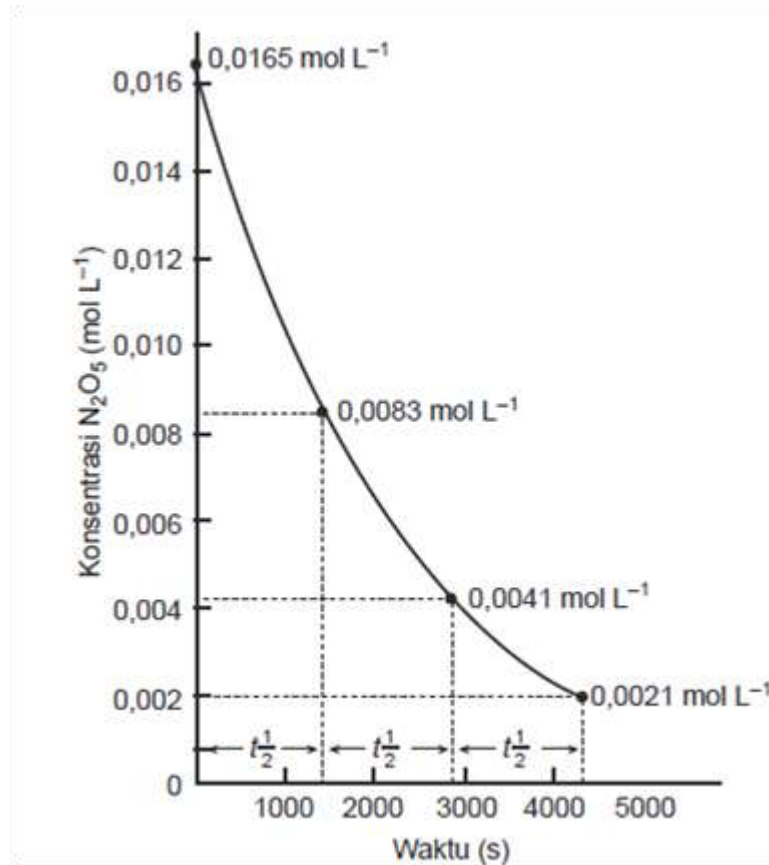
**Gambar 3.17.** Menentukan Gradient

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

∴ Laju reaksi = 0,03 gram CO<sub>2</sub> yang dihasilkan per menit.

Pada grafik berikut, dalam percobaan yang diukur adalah perubahan konsentrasi. seperti pada grafik berikut.





**Gambar 3.18.** Grafik Konsentrasi terhadap Waktu

maka gradiennya 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 ditarik kesimpulan bahwa laju reaksi adalah perubahan konsentrasi hasil reaksi atau pereaksi tiap satuan waktu. Perumusan laju reaksi adalah sebagai berikut :

Untuk perubahan konsentrasi pereaksi

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

Berkurangnya konsentrasi pereaksi selama jalan reaksi ditunjukkan oleh tanda negatif.

Untuk perubahan konsentrasi hasil reaksi :

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

$r$  = laju reaksi

$\Delta C$  = perubahan konsentrasi

$\Delta t$  = perubahan waktu

Laju reaksi mempunyai satuan  $\text{mol liter}^{-1} \text{ detik}^{-1}$  atau  $\text{M detik}^{-1}$ .

Yang mempengaruhi laju reaksi ada beberapa hal :

#### 1. Pengaruh Luas Permukaan terhadap Laju Reaksi

Ditinjau dari teori tumbukan, dinyatakan bahwa reaksi antara zat dengan larutan akan semakin cepat disebabkan oleh semakin banyaknya permukaan zat yang bersentuhan dengan partikel larutan, maka peluang terjadinya reaksi semakin banyak. Teori ini dapat menjelaskan bahwa semakin mudah zat tersebut larut disebabkan luas permukaan zat semakin besar, sehingga reaksi akan semakin cepat.

#### 2. Pengaruh Temperatur terhadap Laju Reaksi

Energi kinetik molekul-molekul reaktan akan bertambah karena kenaikan temperature reaksi sehingga energi kinetiknya melebihi harga energi aktivasi. Hal

ini menyebabkan reaksi akan berlangsung lebih cepat. Laju reaksi menjadi dua kali lebih cepat untuk setiap kenaikan temperatur  $10^{\circ}\text{C}$  dan waktunya menjadi  $\frac{1}{2}$  kali lebih cepat dari semula. Setiap kenaikan temperatur sebesar  $\Delta T_{\text{toC}}$ , reaksi menjadi  $n$  kali lebih cepat.

Pengaruh temperatur terhadap laju reaksi ini dalam kehidupan sehari-hari dimanfaatkan untuk mengawetkan makanan. Agar makanan lebih tahan lama, kita biasanya menyimpan makanan tersebut dalam lemari es. Laju reaksi akan semakin lambat jika temperatur reaksi semakin rendah. Reaksi pembusukan akan diperlambat dengan menyimpan makanan dalam lemari es.

### 3. Pengaruh Konsentrasi terhadap Laju Reaksi

Semakin besar konsentrasi reaktan maka laju reaksi akan semakin cepat.

Sebagai contoh, perhatikan reaksi HCl dengan kapur tulis yang mengandung  $\text{CaCO}_3$  yang menghasilkan gelembung gas  $\text{CO}_2$ .



Jika dibandingkan dengan HCl 2 N dan HCl 1 N reaksi  $\text{CaCO}_3$  dengan HCl 4 N memberikan gelembung gas terbanyak pada waktu yang sama. Jika dibandingkan HCl 1 N jumlah gelembung yang dihasilkan HCl 2 N lebih banyak. Ini membuktikan bahwa laju reaksi akan semakin cepat jika konsentrasi semakin besar.

### 4. Pengaruh Katalis terhadap Laju Reaksi

Ada dua cara untuk mempercepat laju reaksi, yaitu menurunkan energi aktivasi dan meningkatkan energi kinetik. Energi aktivasi dapat diturunkan dengan cara menambahkan katalis ke dalam campuran reaksi sedangkan energi kinetik dapat ditingkatkan dengan cara menaikkan temperatur reaksi.

## BAB IV PENUTUP

### 4.1 Kesimpulan

1. Teori tumbukan merupakan teori yang menjelaskan bagaimana suatu molekul mengalami tumbukan sehingga menghasilkan energi pada suatu reaksi kimia
2. Terjadinya tumbukan dipengaruhi oleh faktor-faktor yaitu konsentrasi, luas permukaan, temperatur, dan katalis
3. Hubungan antara tumbukan dengan energi aktivasi ( $E_a$ ) adalah peluang terjadinya reaksi akan semakin besar jika tumbukan efektif yang terjadi semakin banyak maka energi yang dihasilkan untuk melampaui energi aktivasi juga semakin banyak.
4. Laju reaksi semakin cepat karena terjadi tumbukan efektif yang semakin banyak.

### 4.2 Saran

Saran yang dapat diberikan melalui makalah ini adalah diharapkan melalui teori tumbukan ini dapat dikembangkan suatu ilmu baru yang lebih bermanfaat. Selain itu diharapkan penulis lain dapat mengembangkan materi dari makalah ini sehingga materi mengenai teori tumbukan dapat dijelaskan lebih mendetail dan lebih mudah dipahami.

## DAFTAR PUSTAKA

- Alberty, R. A. and Daniels, F., 1980. *Physical Chemistry*. Fifth Edition. John Wiley & Sons. New York.
- Atkins. 1990. *Kimia Fisik Jilid I Edisi 6 Penerjemah : Kartohadiprojo* . Erlangga . Jakarta
- Benson, S. W., 1960. *The Foundation of Chemical Kinetics*. McGraww-Hill. New York.
- Chang, R, 2005. *KIMIA DASAR: Konsep-konsep Inti Edisi Ketiga Jilid 2*. Erlangga . Jakarta.
- Connor, K. A., 1990. *Chemical Kinetics, The Study of Reaction in Solution*. Wiley-VCH. New York.
- Espension, J. H., 1995. *Chemical Kinetics and Reaction Mechanism, Second Edition*. McGraw-Hill. New York.
- Laidler, K. J. and Meiser, J. H., 1999. *Physical Chemistry, Third Edition*. Houghton Mifflin. New York.
- Oxtoby. 2001. *Prinsip Kimia Modern Jilid II Edisi 6.*; Erlangga. Jakarta
- Wright, M. R., 2004. *An Introduction to Chemical Kinetics*. John Wiley & Sons. New York.