

LAJU REAKSI

SMA/MA Kelas XI



**Tim GREATCHEM
Universitas Negeri Malang**



DAFTAR ISI



PENDAHULUAN



TEORI TUMBUKAN



KONSEP LAJU REAKSI



ORDE REAKSI



FAKTOR-FAKTOR YANG MEMPENGARUHI LAJU REAKSI



LUAS PERMUKAAN



KONSENTRASI



SUHU



KATALIS



GREEN CHEMISTRY



PENGERTIAN GREEN CHEMISTRY



PRINSIP GREEN CHEMISTRY



CONTOH GREEN CHEMISTRY





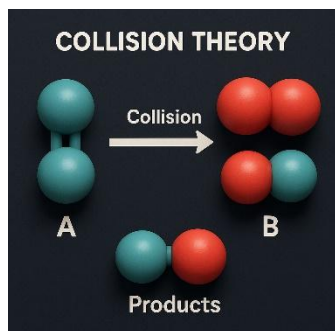
PENDAHULUAN

Dalam kehidupan sehari-hari, kita sering menjumpai berbagai reaksi kimia, seperti besi yang berkarat, makanan yang membusuk, atau pembakaran bahan bakar pada kendaraan bermotor. Proses-proses tersebut menunjukkan bahwa reaksi kimia memiliki kecepatan yang berbeda-beda, dan pemahaman mengenai faktor-faktor yang memengaruhi laju reaksi menjadi sangat penting dalam dunia kimia. Laju reaksi adalah ukuran seberapa cepat suatu reaksi kimia berlangsung, dan hal ini dapat dipengaruhi oleh berbagai faktor seperti konsentrasi, suhu, luas permukaan, adanya katalis, dan sifat zat pereaksi. Dalam era modern yang menuntut efisiensi dan keberlanjutan, pemahaman tentang laju reaksi juga memiliki kaitan erat dengan prinsip *green chemistry* atau kimia hijau, yaitu pendekatan ilmiah yang berfokus pada pengurangan dampak negatif proses kimia terhadap lingkungan dan kesehatan manusia. Prinsip-prinsip *green chemistry*, seperti penggunaan katalis untuk mempercepat reaksi tanpa menimbulkan limbah berbahaya, pemilihan pelarut yang ramah lingkungan, serta efisiensi energi melalui pengaturan suhu reaksi, menunjukkan bahwa mengelola laju reaksi secara tepat bukan hanya bermanfaat dalam hal efisiensi, tetapi juga berkontribusi pada keberlanjutan dan pelestarian lingkungan. Oleh karena itu, memahami konsep laju reaksi tidak hanya penting dalam konteks teori kimia, tetapi juga menjadi dasar dalam menerapkan inovasi yang berwawasan lingkungan dalam industri dan kehidupan sehari-hari.



TEORI TUMBUKAN

Bayangkan dua mobil yang melaju di jalan raya, ketika keduanya bertabrakan secara langsung dan tepat pada titik tertentu, kerusakan besar bisa terjadi. Namun, jika hanya bersenggolan ringan di sisi atau tidak mengenai bagian penting, tabrakan tersebut mungkin tidak menimbulkan dampak berarti. Begitu pula dalam dunia kimia, reaksi hanya akan terjadi ketika molekul-molekul saling bertumbukan secara efektif. Berdasarkan teori tumbukan, reaksi kimia terjadi akibat adanya tumbukan antara partikel-partikel pereaksi yang memiliki energi kinetik yang memadai serta orientasi tumbukan yang sesuai.



Gambar 1. Visualisasi Teori Tumbukan

Dalam konteks teori tumbukan, suatu reaksi kimia hanya dapat berlangsung apabila terjadi tumbukan antara partikel-partikel pereaksi, seperti molekul atau atom. Gambar visualisasi 3D di samping menunjukkan proses ini dengan jelas, dua molekul pereaksi, A (berwarna biru kehijauan) dan B (berwarna merah), mendekat dan bertumbukan. Jika tumbukan tersebut terjadi dengan orientasi yang tepat dan energi kinetik yang cukup,

maka akan terbentuk produk baru, yang ditunjukkan sebagai molekul hasil reaksi gabungan dari A dan B.

Namun, tidak semua tumbukan akan menghasilkan reaksi. Hanya tumbukan yang memenuhi dua syarat utama, yaitu energi yang cukup besar (minimal setara dengan energi aktivasi) dan orientasi molekul yang sesuai yang disebut sebagai tumbukan efektif dan berpotensi menghasilkan produk. Jika salah satu syarat ini tidak terpenuhi, molekul hanya akan saling memantul tanpa terjadi perubahan kimia. Oleh karena itu, keberhasilan suatu reaksi sangat dipengaruhi oleh keefektifan tumbukan antar molekul pereaksi. Semakin sering dan efektif tumbukan yang terjadi, semakin cepat pula laju reaksi kimia berlangsung. Inilah dasar dari teori tumbukan yang menjelaskan bagaimana dan mengapa reaksi kimia dapat terjadi pada tingkat molekuler.

Menurut teori tumbukan, laju suatu reaksi kimia dipengaruhi oleh tiga faktor utama yang menentukan seberapa besar kemungkinan tumbukan antar partikel menghasilkan reaksi.

1. Frekuensi tumbukan

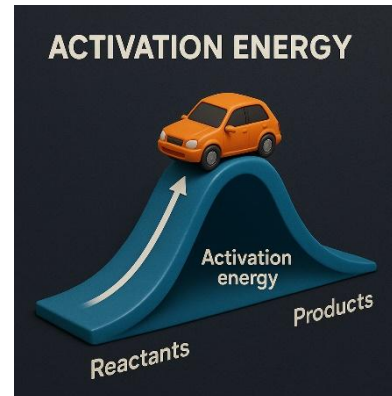
Semakin sering partikel-partikel pereaksi bertumbukan, semakin besar kemungkinan terjadinya reaksi. Frekuensi tumbukan ini dipengaruhi oleh konsentrasi pereaksi, suhu, dan luas permukaan zat. Jika partikel jarang bertemu atau bertumbukan, maka peluang terbentuknya produk reaksi juga menjadi lebih kecil.

2. Energi partikel reaktan



Tidak semua tumbukan menghasilkan reaksi. Partikel harus memiliki energi kinetik minimal yang disebut energi aktivasi untuk dapat memutus ikatan lama dan membentuk ikatan baru. Jika energi partikel terlalu rendah, maka tumbukan hanya menyebabkan pantulan, bukan reaksi.

Gambar 3D di samping menggambarkan konsep energi aktivasi menggunakan analogi yang sederhana dan mudah dipahami, yaitu mobil yang menanjak bukit. Bayangkan partikel pereaksi seperti sebuah mobil (berwarna oranye) yang ingin melewati sebuah bukit (kurva energi). Untuk bisa sampai ke sisi lain bukit dan menjadi produk reaksi, mobil harus memiliki tenaga yang cukup untuk melewati puncak tanjakan. Tenaga minimum yang dibutuhkan mobil untuk mencapai disebut sebagai energi aktivasi (*activation energy*).



Gambar 2. Visualisasi Energi Aktivasi

3. Arah atau orientasi tumbukan

Selain cukup energi, partikel harus bertumbukan dengan arah atau orientasi yang tepat agar atom-atom dalam molekul dapat saling berinteraksi secara efektif. Jika orientasinya salah, meskipun energinya cukup, reaksi tetap tidak akan terjadi.

KONSEP LAJU REAKSI



Gambar 3. Analogi Konsep Laju Reaksi

Bayangkan ketika sedang memasak air di atas kompor. Saat pertama kali dinyalakan, nyala api besar dan air dalam panci masih dingin, sehingga proses pemanasan berjalan cepat. Namun, seiring waktu, suhu air meningkat dan mendekati titik didih, laju pemanasan melambat hingga akhirnya berhenti saat air mendidih. Begitulah kira-kira cara kerja laju reaksi dalam kimia, menggambarkan seberapa cepat suatu

reaksi didefinisikan sebagai perubahan konsentrasi reaktan atau produk per satuan waktu. Artinya, seiring berjalannya waktu, konsentrasi reaktan akan menurun karena digunakan dalam reaksi, sedangkan konsentrasi produk akan meningkat sebagai hasil dari reaksi tersebut. Pengukuran laju reaksi biasanya dilakukan dalam selang waktu tertentu, misalnya setiap menit untuk melihat seberapa besar perubahan konsentrasi yang terjadi.

Dalam kenyataannya, banyak reaksi kimia tidak terjadi dalam satu langkah, melainkan terdiri atas beberapa tahapan. Di antara tahap-tahap tersebut, ada satu tahap yang berjalan paling lambat, dan tahap inilah yang disebut sebagai tahap



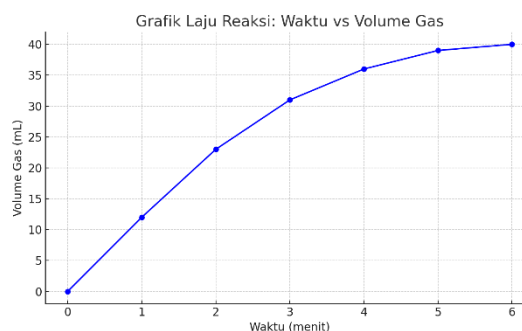


penentu laju karena menjadi acuan utama dalam menentukan cepat atau lambatnya keseluruhan reaksi. Tahap yang lambat ini mudah diamati karena menjadi "bottleneck" atau hambatan utama dalam jalannya reaksi. Seiring waktu, laju reaksi biasanya mengalami penurunan. Hal ini terjadi karena:

1. Konsentrasi reaktan berkurang, sehingga peluang terjadinya tumbukan antar partikel juga menurun. Ketika semua reaktan telah habis, maka reaksi pun berhenti dan laju reaksi menjadi nol.
2. Konsentrasi produk meningkat, dan dalam beberapa kasus, produk tersebut bisa menghambat jalannya reaksi lanjutan (misalnya dengan mengganggu jalur reaksi atau mengikat katalis).

Waktu (menit)	Volume Gas (mL)
0	0
1	12
2	23
3	31
4	36
5	39
6	40

Tabel 1. Hubungan antara Waktu dan Volume Gas



Gambar 4. Grafik Hubungan antara Waktu dan Volume Gas

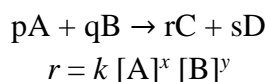
Berdasarkan data hubungan antara waktu dan volume gas yang dihasilkan, dapat diketahui bahwa volume gas meningkat seiring bertambahnya waktu. Pada menit-menit awal, volume gas mengalami kenaikan yang cukup cepat. Hal ini menunjukkan bahwa pada awal reaksi, laju reaksi berlangsung tinggi karena jumlah reaktan masih banyak. Partikel-partikel reaktan saling bertumbukan dengan frekuensi tinggi, sehingga reaksi berlangsung lebih cepat dan gas terbentuk lebih banyak. Seiring berjalannya waktu, kenaikan volume gas mulai melambat. Hal ini menandakan bahwa sebagian reaktan sudah mulai habis, sehingga tumbukan antar partikel semakin jarang terjadi. Akibatnya, laju reaksi menurun. Pada menit-menit akhir, volume gas hampir tidak bertambah lagi. Ini berarti reaksi telah mendekati titik akhir karena reaktan telah habis atau tinggal sedikit. Oleh karena itu, laju reaksi menjadi sangat kecil bahkan hampir nol. Fenomena ini menunjukkan bahwa laju reaksi tidak selalu tetap, melainkan cenderung menurun seiring waktu. Penurunan ini disebabkan oleh berkurangnya konsentrasi reaktan dan semakin bertambahnya produk. Penjelasan ini sesuai dengan konsep dasar laju reaksi, yaitu perubahan konsentrasi reaktan atau produk dalam satuan waktu tertentu, serta dipengaruhi oleh jumlah partikel yang masih bisa bereaksi.





PERSAMAAN LAJU REAKSI

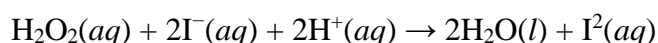
Persamaan laju reaksi merupakan hubungan matematis yang menunjukkan bagaimana konsentrasi reaktan memengaruhi laju suatu reaksi kimia. Persamaan ini diperoleh berdasarkan data eksperimen, bukan langsung dari koefisien reaksi kimia yang tertulis dalam persamaan reaksi. Umumnya, persamaan laju ditulis dalam bentuk:



Keterangan:

- r = laju reaksi (M.detik⁻¹)
- $[A]$ = konsentrasi zat A
- $[B]$ = konsentrasi zat B
- k = tetapan laju reaksi
- x = orde reaksi zat A
- y = orde reaksi zat B
- $x + y$ = orde reaksi total

Salah satu contoh nyata dari persamaan laju reaksi dapat dilihat pada reaksi antara larutan peroksida hidrogen (H₂O₂) dengan ion iodida (I⁻) dalam suasana asam. Reaksi kimianya adalah:



Berdasarkan data eksperimen, persamaan laju reaksi untuk reaksi ini adalah:

$$r = k [\text{H}_2\text{O}_2]^1 [\text{I}^-]^1$$

Artinya, reaksi ini memiliki orde satu terhadap H₂O₂ dan orde satu terhadap I⁻, sehingga orde total reaksinya adalah dua (1 + 1). Hal ini menunjukkan bahwa laju reaksi dipengaruhi secara langsung oleh perubahan konsentrasi kedua zat tersebut. Jika konsentrasi H₂O₂ dilipatgandakan, maka laju reaksi juga akan meningkat dua kali lipat. Demikian pula, jika konsentrasi I⁻ dilipatgandakan, laju reaksi juga meningkat dua kali. Namun, jika keduanya dilipatgandakan bersamaan, laju reaksi meningkat empat kali lipat (2 × 2 = 4).

ORDE REAKSI

Untuk memahami konsep orde reaksi dalam kimia, mari kita mulai dengan analogi dari kehidupan sehari-hari. Bayangkan kamu sedang memasak mie instan. Dalam proses ini, kamu memerlukan mie, air, dan bumbu. Jika kamu menambah lebih banyak mie, tentu porsi akan bertambah. Jika kamu menambah bumbu, rasanya menjadi lebih kuat. Namun, jika kamu menambah air terlalu banyak tanpa menambah mie atau bumbu, rasa mie justru menjadi hambar. Dari sini, kamu bisa melihat bahwa tidak semua bahan memberi pengaruh yang sama terhadap hasil akhir.

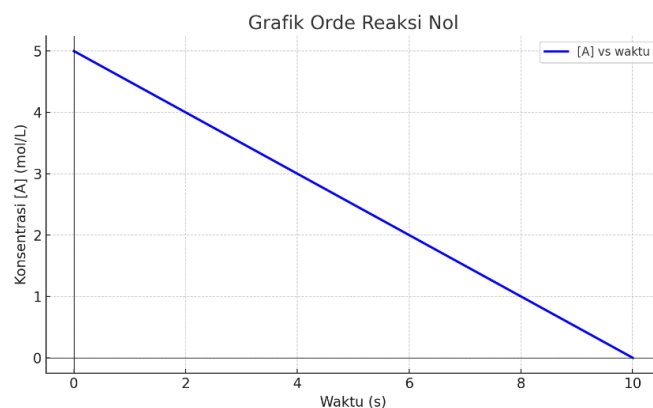


Gambar 5. Analogi Orde Reaksi

Nah, dalam reaksi kimia, hal serupa terjadi. Orde reaksi menunjukkan seberapa besar pengaruh konsentrasi suatu zat terhadap laju reaksi. Orde reaksi adalah bilangan yang menunjukkan seberapa besar pengaruh konsentrasi suatu zat terhadap kecepatan reaksi. Orde ini ditentukan melalui eksperimen, bukan langsung dari persamaan reaksi. Misalnya, jika menggandakan konsentrasi zat A membuat laju reaksi menjadi dua kali lebih cepat, maka zat A memiliki orde satu. Jika laju reaksi menjadi empat kali lebih cepat, maka orde terhadap A adalah dua, dan jika tidak ada perubahan laju, maka orde A adalah nol.

1. Orde Reaksi Nol

Orde reaksi nol berarti laju reaksi tidak bergantung pada konsentrasi zat reaktan. Artinya, meskipun jumlah atau konsentrasi reaktan ditambah atau dikurangi, laju reaksinya tetap sama, tidak mengalami perubahan. Hal ini menunjukkan bahwa reaksi tersebut berlangsung dengan kecepatan konstan, seolah-olah faktor konsentrasi tidak berpengaruh. Reaksi orde nol sering terjadi ketika suatu reaksi melibatkan permukaan katalis atau terjadi dalam kondisi di mana semua situs reaksi telah jenuh, sehingga penambahan reaktan tidak lagi meningkatkan laju reaksi.

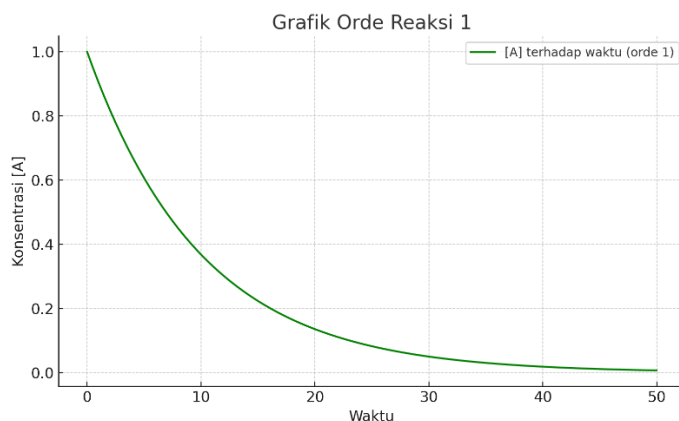


Gambar 6. Grafik Orde Reaksi Nol



2. Orde Reaksi Satu

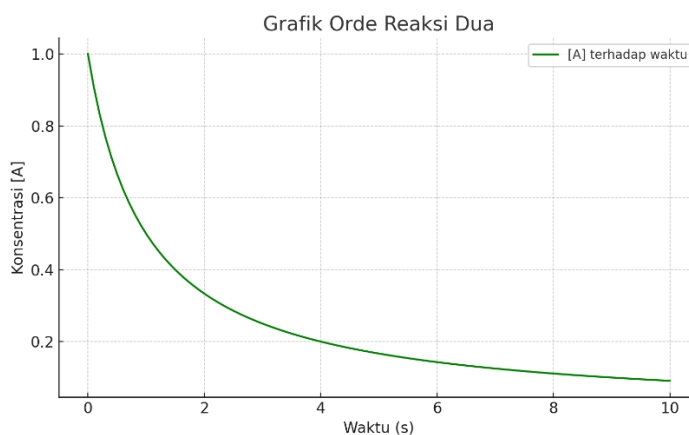
Orde reaksi satu menunjukkan bahwa laju reaksi berbanding lurus dengan konsentrasi reaktan. Artinya, jika konsentrasi salah satu reaktan dinaikkan dua kali lipat, maka laju reaksi juga akan meningkat dua kali lipat. Hubungan ini menunjukkan bahwa perubahan kecil dalam jumlah reaktan akan langsung memengaruhi seberapa cepat reaksi berlangsung.



Gambar 7. Grafik Orde Reaksi Satu

3. Orde Reaksi Dua

Orde reaksi dua menunjukkan bahwa laju reaksi sebanding dengan kuadrat konsentrasi reaktan. Artinya, jika konsentrasi reaktan dinaikkan dua kali lipat, maka laju reaksinya akan meningkat sebanyak empat kali lipat ($2^2 = 4$). Hubungan ini menunjukkan bahwa perubahan konsentrasi memiliki pengaruh yang jauh lebih besar terhadap kecepatan reaksi dibandingkan reaksi orde satu.



Gambar 8. Grafik Orde Reaksi Dua



FAKTOR-FAKTOR YANG MEMPENGARUHI LAJU REAKSI

A. Konsentrasi

Bayangkan kamu sedang berada di jalan raya. Saat jalan sepi, hanya ada sedikit kendaraan, sehingga kemungkinan kendaraan saling bertabrakan sangat kecil. Tapi, ketika jalan ramai dan padat, risiko kendaraan saling bertabrakan menjadi lebih tinggi. Nah, prinsip ini mirip dengan reaksi kimia.

Dalam reaksi kimia, partikel zat pereaksi harus saling bertumbukan agar dapat bereaksi. Namun, tidak semua tumbukan menghasilkan reaksi, hanya tumbukan yang cukup kuat dan memiliki arah yang tepat, yang disebut tumbukan efektif, yang bisa membentuk produk reaksi. Semakin banyak jumlah partikel dalam suatu larutan (artinya konsentrasinya tinggi), maka akan semakin sering partikel-partikel itu bertumbukan satu sama lain. Hal ini meningkatkan peluang terjadinya tumbukan efektif, seperti halnya semakin padat kendaraan, maka makin sering terjadi tabrakan.

Konsentrasi adalah ukuran yang menunjukkan jumlah zat terlarut (mol) dalam volume larutan tertentu. Semakin tinggi konsentrasi, berarti semakin banyak partikel zat yang terdapat dalam setiap satuan volume larutan.

Pengaruh Konsentrasi terhadap Laju Reaksi:

- Jika konsentrasi pereaksi tinggi, maka jumlah partikel lebih banyak.
- Lebih banyak partikel berarti lebih banyak peluang terjadi tumbukan.
- Akibatnya, laju reaksi menjadi lebih cepat.
- Sebaliknya, jika konsentrasi rendah, partikel lebih sedikit, sehingga laju reaksi melambat.

B. Luas Permukaan

Bayangkan kamu sedang mengendarai mobil di jalan sempit yang hanya muat satu kendaraan. Untuk menyalip atau bertemu kendaraan lain, kamu harus menunggu momen yang pas. Sekarang bayangkan kamu berada di jalan tol yang lebar, banyak ruang untuk menyalip dan bertemu kendaraan lain. Semakin luas jalannya, semakin besar peluang terjadinya interaksi antar kendaraan. Nah, dalam reaksi kimia pun mirip. Partikel-partikel zat yang bereaksi harus saling bertumbukan agar reaksi bisa terjadi. Tetapi, jika area tempat mereka bisa bertumbukan sempit, maka peluang terjadinya reaksi pun kecil. Sebaliknya, semakin besar luas permukaan zat, semakin mudah partikel lain bertumbukan dan bereaksi.

Reaksi kimia dapat terjadi antara zat-zat yang memiliki fase yang sama (misalnya cairan dengan cairan, atau gas dengan gas), maupun antara zat yang berbeda fasenya, seperti zat padat dengan zat cair. Reaksi antara dua fase berbeda disebut reaksi heterogen. Pada reaksi heterogen, tumbukan





partikel hanya bisa terjadi di bagian permukaan zat padat yang bersentuhan langsung dengan zat cair.

Luas permukaan menunjukkan seberapa besar area luar dari suatu partikel yang bisa bersentuhan langsung dengan partikel lain. Semakin kecil ukuran partikel zat padat (misalnya dihancurkan atau digerus), maka semakin besar luas permukaannya. Ini seperti memecah es batu besar menjadi serpihan-serpihan kecil, es kecil akan lebih cepat mencair karena lebih banyak bagian yang terkena air.

Pengaruh Luas Permukaan terhadap Laju Reaksi:

- Partikel kecil punya luas permukaan lebih besar daripada partikel besar dengan massa yang sama.
- Luas permukaan yang besar artinya lebih banyak area untuk partikel lain bertumbukan dan bereaksi.
- Semakin besar luas permukaan, maka laju reaksi pun meningkat, karena tumbukan efektif terjadi lebih sering.

C. Suhu


Bayangkan kamu sedang naik motor di jalan menanjak, tentu jalannya lambat karena mesin harus bekerja lebih keras. Tapi kalau kamu turun dari bukit, motormu bisa melaju lebih cepat tanpa perlu banyak tenaga. Nah, suhu dalam reaksi kimia bekerja seperti itu. Semakin tinggi suhu, partikel-partikel zat seperti "motor" yang sedang meluncur menurun bergerak lebih cepat, saling bertumbukan lebih sering, dan akhirnya reaksi terjadi lebih cepat.

Setiap zat tersusun atas partikel kecil (atom atau molekul) yang selalu bergerak. Gerakan ini terjadi karena partikel memiliki energi kinetik, yaitu energi yang membuat mereka bisa bergerak. Semakin besar energi kinetik partikel, maka pergerakannya juga semakin cepat. Nah, suhu adalah ukuran panas atau dinginnya suatu zat. Saat suhu suatu zat dinaikkan, itu artinya zat tersebut mendapatkan tambahan panas atau kalor. Kalor ini akan meningkatkan energi kinetik dari partikel-partikelnya, akibatnya:

- Partikel bergerak lebih cepat,
- Tumbukan antar partikel terjadi lebih sering,
- Dan lebih banyak tumbukan yang cukup kuat (tumbukan efektif) untuk memicu reaksi kimia.

Suhu dapat mempercepat reaksi karena suhu yang lebih tinggi membuat partikel-partikel zat memiliki energi kinetik yang lebih besar. Ketika partikel memiliki energi kinetik tinggi, mereka akan bergerak lebih cepat dan saling bertumbukan lebih sering. Selain itu, tumbukan antar partikel juga menjadi lebih kuat, sehingga peluang terjadinya tumbukan efektif yaitu tumbukan yang menyebabkan reaksi kimia akan meningkat. Dengan kata lain, semakin tinggi suhu, semakin banyak partikel yang





memiliki energi cukup untuk melewati energi aktivasi (energi minimum yang dibutuhkan agar reaksi terjadi). Akibatnya, laju reaksi akan meningkat seiring bertambahnya suhu.

D. Katalis

Bayangkan kamu sedang mengendarai mobil menuju sekolah. Ada dua pilihan jalan: satu jalan penuh tanjakan dan macet, sedangkan satu lagi adalah jalan tol yang lebih mulus dan sepi. Tentu kamu akan sampai lebih cepat jika memilih jalan tol, bukan? Dalam reaksi kimia, katalis berfungsi seperti "jalan tol" tersebut ia mempercepat reaksi dengan memberikan jalur alternatif yang lebih mudah dilalui partikel.

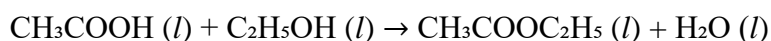
Secara sederhana, katalis adalah zat yang membantu mempercepat laju reaksi kimia tanpa ikut habis atau berubah secara permanen dalam reaksi tersebut. Artinya, katalis tetap bisa ditemukan kembali di akhir reaksi. Pengaruh katalis berkaitan erat dengan energi aktivasi (E_a), yaitu energi minimum yang diperlukan partikel agar dapat bereaksi saat bertumbukan. Saat katalis digunakan, ia menyediakan mekanisme atau jalur reaksi baru yang memiliki energi aktivasi lebih rendah. Dengan energi penghalang yang lebih kecil, lebih banyak partikel yang mampu bertumbukan secara efektif, sehingga reaksi pun berlangsung lebih cepat. Meskipun katalis mempercepat reaksi, ia tidak mengubah jumlah energi dari pereaksi maupun produk. Jadi, katalis hanya membantu mempercepat jalannya reaksi, tetapi tidak mengubah hasil akhir energi dari reaksi tersebut.

a) Katalis Homogen

Bayangkan kamu sedang naik motor bersama temanmu menuju tempat les. Kalau kamu dan temanmu naik motor masing-masing, kalian bisa saling bantu memberi arah atau tanda bahaya di jalan yang sama. Tapi kalau temanmu berada di mobil atau jalan lain, tentu kerjasama kalian tidak seefektif itu. Nah, hal yang sama berlaku dalam reaksi kimia.

Katalis homogen adalah katalis yang memiliki fase atau wujud yang sama dengan zat pereaksi yang dilibatkan dalam reaksi. Misalnya, jika zat pereaksinya berupa larutan (cair), maka katalis homogen yang digunakan juga berupa larutan. Karena berada dalam fase yang sama, partikel-partikel katalis dapat bercampur secara merata dengan partikel pereaksi, sehingga interaksi antarpartikel menjadi lebih mudah dan reaksi bisa berlangsung lebih cepat. Dengan kata lain, katalis homogen bekerja di "jalur yang sama" dengan pereaksi, sehingga sangat efektif dalam mempercepat tumbukan yang menghasilkan reaksi kimia.

Contoh:





Katalis: H_2SO_4 (asam sulfat)

Asam sulfat membantu mempercepat proses pembentukan ester, tetapi tidak ikut bereaksi secara permanen, sehingga tetap dapat ditemukan di akhir reaksi.

b) Katalis Heterogen

Bayangkan kamu sedang mengemudi di jalan raya yang ramai. Semua kendaraan bergerak lambat karena harus melewati banyak rintangan. Tapi, jika ada jalan tol khusus, kamu bisa melaju lebih cepat tanpa hambatan. Nah, dalam reaksi kimia, katalis heterogen berperan seperti jalan tol itu membantu "kendaraan" (partikel-partikel zat pereaksi) mencapai tujuan (produk reaksi) dengan lebih cepat tanpa ikut berubah di akhir perjalanan.

Katalis heterogen adalah zat yang dapat mempercepat laju reaksi, tetapi berada dalam fase yang berbeda dengan zat-zat yang bereaksi (pereaksi). Umumnya, pereaksi berbentuk gas atau cairan, sementara katalis berbentuk padat. Dalam katalis heterogen, terjadi dua proses penting; (1) adsorpsi, partikel-partikel zat pereaksi menempel pada permukaan katalis padat. Ini membantu mendekatkan partikel sehingga lebih mudah bereaksi dan (2) absorpsi, beberapa partikel bisa juga menyerap lebih dalam ke dalam struktur katalis, meski lebih jarang terjadi dibanding adsorpsi.

Contoh:

Minyak nabati tak jenuh (*l*) + H_2 (*g*) \rightarrow Lemak jenuh (*s*)

Katalis: Ni (Nikel)

Dalam proses hidrogenasi lemak nabati, terjadi reaksi antara minyak nabati yang berwujud cair dan gas hidrogen dengan bantuan katalis padat berupa nikel. Katalis nikel ini memiliki permukaan berpori yang memungkinkan dua proses penting terjadi, yaitu adsorpsi dan absorpsi. Gas hidrogen terlebih dahulu menempel di permukaan luar katalis melalui proses adsorpsi. Setelah itu, molekul minyak nabati tidak hanya menempel di permukaan, tetapi juga masuk lebih dalam ke dalam pori-pori katalis melalui proses absorpsi. Artinya, molekul minyak menyerap dan meresap ke bagian dalam katalis, bukan hanya berada di luarnya. Di dalam pori-pori ini, reaksi kimia antara minyak dan hidrogen berlangsung, di mana ikatan rangkap dalam minyak tak jenuh diubah menjadi ikatan tunggal, sehingga menghasilkan lemak jenuh yang berwujud padat. Setelah reaksi selesai, produk berupa lemak jenuh dilepaskan dari katalis, dan katalis dapat digunakan kembali. Proses ini menunjukkan bagaimana katalis heterogen tidak hanya melibatkan permukaan, tetapi juga struktur internalnya melalui proses absorpsi.





GREEN CHEMISTRY

A. Pengertian *Green Chemistry*

Green Chemistry atau kimia hijau adalah cabang ilmu kimia yang berfokus pada perancangan produk dan proses kimia yang dapat mengurangi atau menghilangkan penggunaan dan pembentukan zat berbahaya bagi manusia dan lingkungan. Tujuan utamanya adalah menciptakan proses kimia yang efisien, aman, hemat energi, dan ramah lingkungan, sejalan dengan konsep pembangunan berkelanjutan.

Jika kimia konvensional berfokus pada hasil akhir (produk), maka *Green Chemistry* lebih menekankan bagaimana proses itu dilakukan agar aman, efisien, dan tidak merusak lingkungan.

Bayangkan kamu memasak mie instan. Green Chemistry bukan hanya memastikan mie-nya enak, tapi juga memastikan proses memasaknya hemat gas, tidak membuang air berlebih, dan tidak mencemari dapur.

Tujuan dan Manfaat *Green Chemistry*:

1. Mengurangi pencemaran lingkungan
2. Melindungi kesehatan manusia
3. Menghemat sumber daya energi dan bahan baku
4. Menurunkan biaya produksi jangka panjang
5. Mendukung pembangunan berkelanjutan

B. Prinsip *Green Chemistry*

1. Pencegahan (*Prevention*)

Proses kimia sebaiknya dirancang agar tidak menghasilkan limbah. Jika suatu reaksi bisa disusun agar tidak menimbulkan limbah berbahaya, maka itu lebih efisien dan ramah lingkungan.

2. Desain Reaksi dan Produk yang Menghasilkan Sedikit Limbah (*Atom Economy*)

Efisiensi atom yang tinggi berarti reaksi menghasilkan sedikit produk samping atau limbah.

3. Desain Sintesis yang Lebih Aman (*Less Hazardous Chemical Syntheses*)

Reaksi harus aman dilakukan, tidak menghasilkan asap beracun, tidak mudah meledak, dan tidak meninggalkan residu berbahaya.

4. Desain Produk yang Lebih Aman (*Designing Safer Chemicals*)

Misalnya deterjen atau obat-obatan harus efektif namun tidak menyebabkan iritasi kulit, tidak mencemari air, dan mudah terurai.

5. Gunakan Pelarut dan Kondisi Reaksi yang Lebih Aman (*Safer Solvents and Auxiliaries*)



- Banyak pelarut organik seperti benzena atau kloroform berbahaya dan sulit didaur ulang.
6. Efisiensi Energi (*Design for Energy Efficiency*)
Pemanasan dan pendinginan berlebihan memerlukan energi besar dan menghasilkan emisi karbon.
 7. Gunakan Bahan Baku Terbarukan (*Use of Renewable Feedstocks*)
Daripada menggunakan minyak bumi, lebih baik gunakan sumber dari tumbuhan, hewan, atau limbah organik.
 8. Hindari Derivatisasi yang Tidak Perlu (*Reduce Derivatives*)
Proses tambahan biasanya memerlukan pereaksi ekstra dan menghasilkan limbah lebih banyak.
 9. Gunakan Katalis (*Catalysis*)
Katalis tidak habis dalam reaksi dan bisa dipakai berulang. Selain itu, katalis menurunkan energi aktivasi.
 10. Desain Produk yang Mudah Terurai (*Design for Degradation*)
Produk yang tidak terurai bisa mencemari lingkungan selama bertahun-tahun.
 11. Analisis *Real-Time* untuk Pencegahan Polusi (*Real-time Analysis for Pollution Prevention*)
Gunakan teknologi untuk memantau reaksi secara langsung agar kesalahan dan pencemaran bisa dicegah. Dengan analisis langsung, kita bisa menghentikan proses sebelum terjadi kecelakaan atau pencemaran.
 12. Minimalkan Potensi Kecelakaan (*Inherently Safer Chemistry for Accident Prevention*)
Pilih bahan dan desain proses yang aman secara alami, bukan hanya aman karena dikontrol. Hindari bahan yang mudah meledak, terbakar, atau beracun, bahkan jika tersedia alat pelindung.

B. CONTOH GREEN CHEMISTRY

1. Enzim dalam Pembuatan Deterjen
Enzim digunakan untuk memecah noda pada pakaian. Enzim mempercepat reaksi bahkan di suhu rendah (hemat energi) dan tidak menghasilkan limbah berbahaya. Enzim bekerja sebagai biokatalis, yaitu mempercepat reaksi penguraian protein, lemak, dan karbohidrat dalam noda tanpa harus meningkatkan suhu ekstrem. Dengan menurunkan energi aktivasi (E_a), enzim meningkatkan jumlah tumbukan efektif, sehingga mempercepat reaksi pembersihan bahkan di suhu rendah. Ini contoh nyata bagaimana katalis memengaruhi laju reaksi dalam konteks ramah lingkungan.
2. Produksi Biodiesel dari Minyak Jelantah
Reaksi transesterifikasi antara minyak bekas dengan metanol menghasilkan biodiesel dan gliserol sebagai produk samping. Dalam





proses ini, hampir seluruh atom dari pereaksi digunakan untuk membentuk produk utama dan samping yang masih berguna, sehingga limbah kimia dapat diminimalkan. Laju reaksi dalam proses ini dapat ditingkatkan dengan penggunaan katalis basa seperti NaOH, serta pengaturan suhu dan pengadukan yang tepat agar reaksi berjalan optimal dan efisien.

3. Pembuatan Bioplastik dari Pati Jagung

Pati jagung diolah menggunakan pelarut dan bahan tambahan alami (seperti gliserol sebagai plastisizer) untuk menghasilkan plastik biodegradable yang tidak mencemari lingkungan. Reaksi pembuatan bioplastik ini melibatkan proses pemanasan dan pencampuran, di mana faktor suhu sangat berpengaruh terhadap kecepatan gelatinisasi pati. Dalam hal ini, pemanasan mempercepat reaksi pembentukan polimer alami tanpa menghasilkan senyawa berbahaya, sehingga ramah lingkungan sekaligus efisien secara kinetika.

4. Penggunaan Katalis Padat dalam Industri Otomotif (Katalis Konverter Mobil)

penggunaan pelarut dan bahan tambahan yang lebih aman diterapkan dalam penggunaan katalis padat dalam industri otomotif, seperti dalam katalis konverter mobil. Katalis ini biasanya berupa logam mulia seperti platinum yang dipasang di knalpot untuk mengubah gas buang beracun (CO , NO_x , dan hidrokarbon) menjadi gas yang lebih aman (CO_2 , N_2 , dan H_2O). Katalis padat ini bekerja dengan mempercepat reaksi redoks pada suhu tinggi tanpa ikut bereaksi secara permanen. Karena berada dalam fase padat dan tidak ikut terbuang bersama gas buang, maka penggunaannya lebih aman dan efisien. Secara kinetika, katalis mempercepat reaksi karena menurunkan energi aktivasi tanpa mengubah energi keseluruhan reaksi.





KESIMPULAN

- Laju reaksi menunjukkan seberapa cepat konsentrasi reaktan menurun atau produk meningkat dalam satuan waktu. Nilainya dapat berubah seiring waktu karena dipengaruhi oleh banyak faktor, termasuk jumlah reaktan yang tersisa dan keberadaan produk yang mungkin menghambat reaksi.
- Tumbukan yang berhasil menghasilkan reaksi harus memiliki energi minimal (energi aktivasi) dan arah tumbukan yang tepat. Frekuensi tumbukan, energi partikel, dan orientasi menjadi faktor utama dalam menentukan keberhasilan reaksi pada tingkat molekuler.
- Persamaan laju berbentuk matematis: $r = k [A]^x[B]^y$, dengan x dan y sebagai orde reaksi. Orde reaksi menjelaskan seberapa besar pengaruh konsentrasi zat terhadap laju reaksi, dan hanya bisa ditentukan melalui eksperimen, bukan dari persamaan kimia biasa.
- Semakin tinggi konsentrasi, suhu, dan luas permukaan zat pereaksi, maka semakin besar kemungkinan tumbukan efektif terjadi. Katalis juga berperan penting dengan menurunkan energi aktivasi, sehingga reaksi berlangsung lebih cepat tanpa katalis ikut habis dalam proses.
- Katalis homogen memiliki fase yang sama dengan pereaksi, sehingga dapat bercampur secara sempurna. Sedangkan katalis heterogen memiliki fase berbeda, umumnya padat, dan bekerja di permukaan atau struktur internalnya untuk mempercepat reaksi.
- Prinsip green chemistry mendorong efisiensi reaksi, pemanfaatan energi dan bahan yang ramah lingkungan, serta penggunaan katalis untuk mengurangi limbah. Contohnya termasuk penggunaan enzim dalam deterjen, pembuatan biodiesel, dan bioplastik dari bahan alami.





DAFTAR PUSTAKA

- Brady, J. E., & Humiston, G. E. (1986). *General chemistry: Principles and structures*. John Wiley and Sons.
- Chang, R. (2005). *General chemistry: The essential concepts* (3rd ed.). McGraw-Hill.
- Hamid, R. A. (2020). *Buku ajar kimia laju reaksi untuk guru*. Program Studi Pendidikan Kimia, FKIP Universitas Lambung Mangkurat.
- Petrucchi, R. H., Harwood, W. S., Herring, F. G., & Madura, J. D. (2007). *Kimia dasar: Prinsip-prinsip dan aplikasi modern* (Edisi ke-9). Penerbit Erlangga.
- Ramli, M., Tiktik, N. S., Budhi, M., & Suhendar, A. (n.d.). *Kimia*. Pusat Perbukuan.
- Sunarya. (2012). *Kimia dasar 2*. CV Yrama Widya.
- Syukri. (1999). *Kimia dasar 2*. Penerbit ITB.
- Tim Kimia Dasar. (2007). *Kimia dasar II*. Jurusan Kimia FMIPA, Universitas Negeri Surabaya.