

KESETIMBANGAN KIMIA

Apakah yang ada didalam pikiran kalian ketika mendengar kata “Kesetimbangan”? Mungkin dibenak kalian tergambar sesuatu yang berhubungan dengan timbangan. Memang benar bahwa kata “Kesetimbangan” disini berhubungan dengan timbangan. Coba kalian perhatikan gambar dibawah ini! Pastilah kalian mengenal dan sering menjumpainya dalam kehidupan sehari-hari.



Gambar 1. Timbangan

Ketika sebuah timbangan dalam kondisi setimbang, maka jarum penunjuk timbangan dalam posisi lurus dan diam, artinya bagian kiri dan bagian kanan menunjukkan massa yang sama. Hal ini bisa menganalogikan kondisi setimbang dalam ilmu kimia.

Istilah kesetimbangan kimia menunjukkan bahwa laju reaksi ke arah kanan dan kiri bernilai sama besar. Hanya saja kesetimbangan kimia bersifat dinamis bukan statis atau diam layaknya timbangan massa. Nah pada materi kali ini kita akan mengenal reaksi kesetimbangan dalam reaksi kimia. Silahkan pelajari secara bertahap ya di buku ini!

1. Reaksi Kimia Reaksi kimia berdasarkan sifat berlangsungnya dibedakan menjadi 2 yakni reaksi satu arah dan reaksi dua arah. Berikut ini penjelasan dari reaksi-reaksi yang dimaksud

a. Reaksi Searah / Tidak Dapat Balik / *Irreversible*

Tentunya kalian pernah melihat atau melakukan pembakaran kertas bukan? nah, apa yang terjadi? ya benar sekali, kertas akan menghitam lalu menjadi abu. Apakah abu bisa kembali lagi menjadi kertas? Tidak bisa ya. Reaksi pada pembakaran kertas merupakan reaksi yang berlangsung searah atau reaksi yang tidak dapat balik (reaksi *irreversible*).

Reaksi searah yaitu reaksi yang berlangsung dari arah reaktan ke produk atau ke kanan pada reaksi ini. Produk tidak dapat bereaksi kembali menjadi zat-zat asalnya.

Ciri-ciri reaksi searah adalah:

- 1) persamaan reaksi ditulis dengan satu anak panah produk/kanan (\rightarrow);
- 2) reaksi akan berhenti setelah salah satu atau semua reaktan habis;
- 3) produk tidak dapat terurai menjadi zat-zat reaktan; dan
- 4) reaksi berlangsung tuntas/berkesudahan.

Contoh reaksi searah: $\text{NaOH}_{(\text{aq})} + \text{HCl}_{(\text{aq})} \rightarrow \text{NaCl}_{(\text{aq})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$

b. Reaksi Dua Arah/Dapat Balik/*Reversible*

Lalu, pernahkah kalian memperhatikan air yang mendidih di dalam panci? Air yang direbus melewati titik didihnya akan berubah menjadi uap. Kalau kita meletakkan penutup di atas panci, uap tersebut akan terperangkap dan terkondensasi kembali menjadi air. Nah ini adalah contoh reaksi dua arah atau yang dapat balik (reaksi *reversible*).

Reaksi dua arah yaitu reaksi yang dapat berlangsung dari reaktan ke produk atau ke kanan dan juga sebaliknya dari produk ke reaktan atau ke kiri.

Ciri-ciri reaksi dua arah adalah:

- 1) persamaan reaksi ditulis dengan dua anak panah dengan arah berlawanan (\rightleftharpoons)
- 2) reaksi ke arah produk disebut reaksi maju, reaksi ke arah reaktan disebut reaksi balik. Contoh reaksi dua arah:
 - 1) $\text{N}_2_{(g)} + 3\text{H}_2_{(g)} \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3_{(g)}$
 - 2) $\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(g)}$

Apabila reaksi dua arah berlangsung dalam ruang tertutup dan laju reaksi ke kanan sama besar dengan laju reaksi ke kiri, reaksi dikatakan dalam keadaan setimbang. Reaksinya disebut reaksi kesetimbangan. Dalam keadaan setimbang, jumlah reaktan dan produk tidak harus sama, asalkan laju reaksi ke kiri dan ke kanan sama besar.

2. Kesetimbangan Kimia Secara umum kesetimbangan dalam reaksi kimia dapat dibagi menjadi dua, yaitu kesetimbangan statis dan kesetimbangan dinamis. Kesetimbangan statis terjadi ketika semua gaya yang bekerja pada objek bersifat seimbang, yaitu tidak ada gaya yang dihasilkan. Sementara itu, kesetimbangan dinamis diperoleh ketika semua gaya yang bekerja pada objek bersifat seimbang, tapi objeknya sendiri bergerak.

Pada persamaan reaksi kesetimbangan kimia setiap terjadi reaksi ke kanan, maka zat-zat produk akan bertambah, sementara zat-zat reaktan berkurang. Sebaliknya, reaksi juga dapat bergeser ke arah reaktan sehingga jumlah produk berkurang.

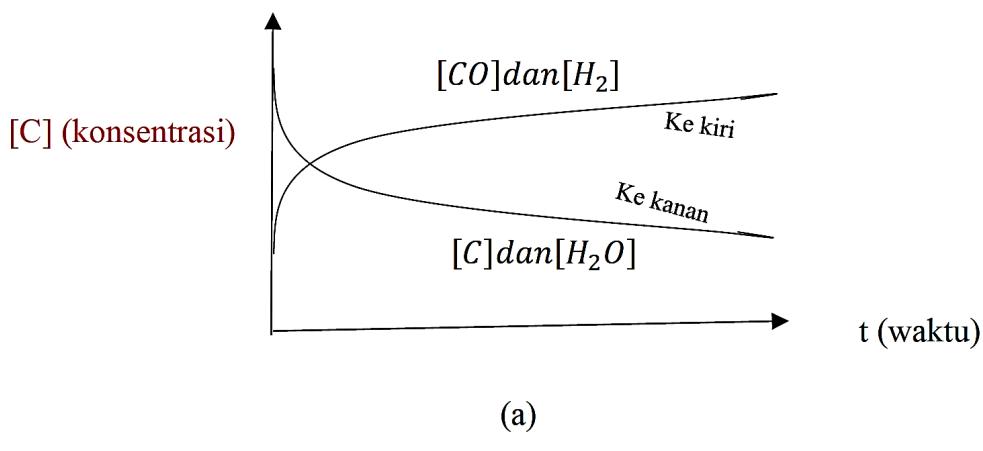
Akibatnya terjadi lagi reaksi ke arah kanan. Demikian ini terjadi terus-menerus, sehingga secara mikroskopis terjadi reaksi bolak-balik (dua arah) pada reaksi kesetimbangan. Keadaan seperti ini dikatakan bahwa kesetimbangan bersifat dinamis.

Keadaan dinamis hanya terjadi dalam sistem tertutup.

Contoh kesetimbangan dinamis dalam kehidupan sehari-hari yaitu proses pemanasan air dalam wadah tertutup. Saat suhu mencapai 100°C air akan berubah menjadi uap dan tertahan oleh tutup. Apabila pemanasan dihentikan, uap air yang terbentuk akan berubah menjadi air kembali sehingga jumlah air di dalam wadah tidak akan habis. Reaksi yang terjadi adalah $\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_{(g)}$. Reaksi ke kanan adalah reaksi penguapan sementara reaksi ke kiri adalah reaksi pengembunan. Lalu bagaimana hubungannya dengan laju reaksi yang terjadi pada reaksi kesetimbangan? Hal ini akan dijelaskan melalui penjelasan berikut ini.

Silahkan kalian cermati!

Hubungan antara konsentrasi reaktan dengan produk, misalnya pada reaksi kesetimbangan $\text{C(s)} + \text{H}_2\text{O(g)} \rightleftharpoons \text{CO(g)} + \text{H}_2\text{g}$ dapat digambarkan dengan grafik berikut :

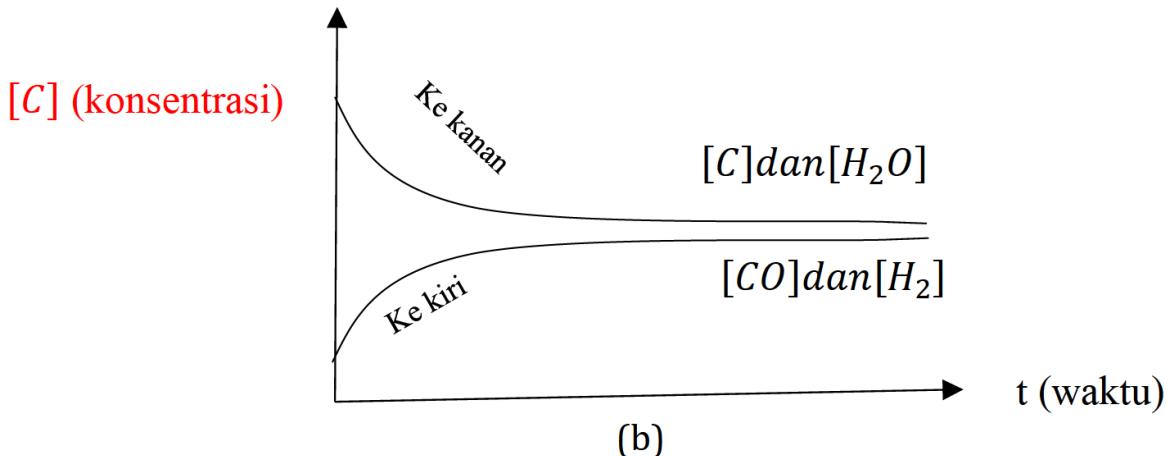


(a)

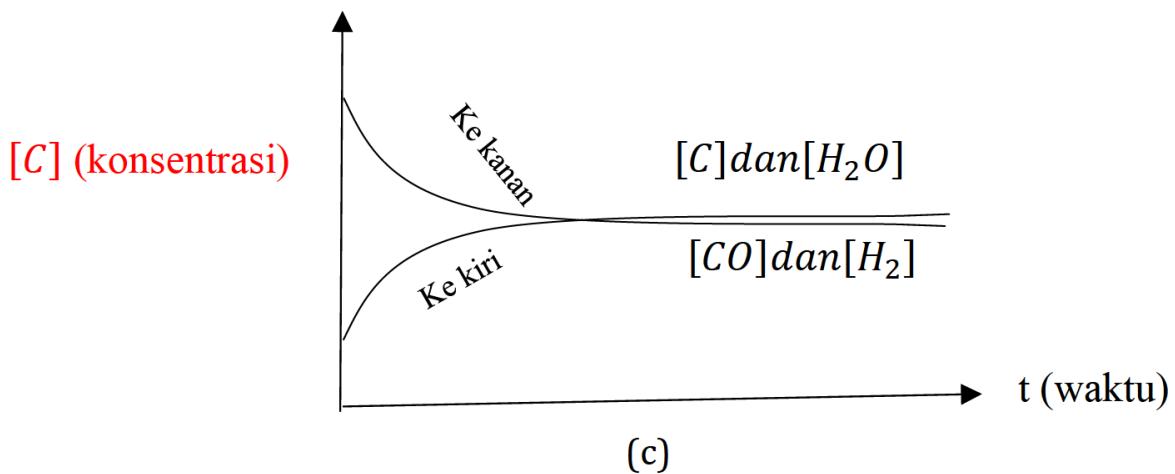
a. Kemungkinan (a) terjadi pada saat kesetimbangan produk > konsentrasi reaktan.

Di awal reaksi, konsentrasi reaktan maksimal, semakin lama semakin berkurang.

Saat kesetimbangan tercapai konsentrasi reaktan tidak berubah, sementara konsentrasi produk yang semula nol semakin lama semakin benambah hingga konstan pada saat kesetimbangan.



b. Kemungkinan (b) terjadi jika pada saat kesetimbangan konsentrasi produk < konsentrasi reaktan. Namun tidak tertutup kemungkinan pada saat kesetimbangan konsentrasi reaktan = konsentrasi produk.



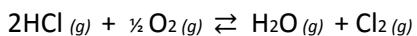
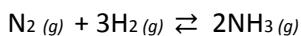
c. Kemungkinan (c) tercapai jika pada saat kesetimbangan $V_1 = V_2$.

Berdasarkan penjelasan yang telah disampaikan sebelumnya, maka kesetimbangan kimia mempunyai ciri-ciri sebagai berikut: 1) Reaksi berlangsung dua arah dan dalam ruang tertutup. 2) Laju reaksi ke kiri dan ke kanan sama besar. 3) Tidak terjadi perubahan makroskopis tetapi perubahan terjadi secara mikroskopis.

3. Jenis Reaksi Kesetimbangan Berdasarkan wujud zat-zat dalam keadaan setimbang, reaksi kesetimbangan kimia dibedakan menjadi dua, yaitu kesetimbangan homogen dan heterogen. Silahkan kalian cermati penjelasan berikut ini :

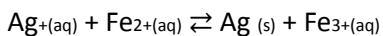
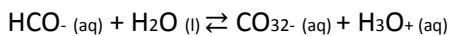
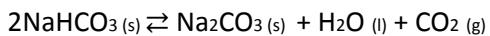
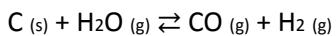
a. Kesetimbangan Homogen Kesetimbangan homogen yaitu kesetimbangan kimia yang di dalamnya terdapat satu wujud zat, misalnya gas atau larutan.

Contoh :

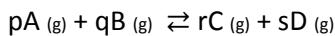


b. Kesetimbangan Heterogen Kesetimbangan heterogen yaitu kesetimbangan kimia yang di dalamnya terdapat berbagai macam wujud zat, misalnya gas, padat, cair dan larutan.

Contoh :



1. Persamaan Tetapan Kesetimbangan Pada suhu tetap, dalam suatu reaksi kesetimbangan terdapat hubungan antara konsentrasi pereaksi dengan konsentrasi hasil reaksi terhadap tetapan kesetimbangan (K). Pada suatu kesetimbangan kimia berlaku hukum kesetimbangan, seperti yang dikemukakan oleh Guldberg dan Waage. "Dalam keadaan setimbang pada suhu tertentu, hasil kali konsentrasi hasil reaksi dibagi hasil kali konsentrasi pereaksi yang ada dalam sistem kesetimbangan yang masing-masing dipangkatkan dengan koefisiennya mempunyai harga tetap." Hasil bagi tersebut dinamakan tetapan kesetimbangan (K). Tetapan kesetimbangan (K) merupakan angka yang menunjukkan perbandingan secara kuantitatif antara produk dengan reaktan. Secara umum reaksi kesetimbangan dapat dituliskan sebagai berikut.



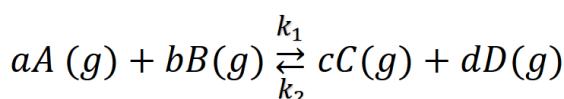
Saat di dalam reaksi kesetimbangan dilakukan aksi, maka kesetimbangan akan beralih dan sekaligus mengubah komposisi zat-zat yang ada untuk kembali mencapai kesetimbangan. Secara umum dapat dikatakan tetapan kesetimbangan merupakan perbandingan hasil kali molaritas reaktan dengan hasil kali molaritas produk yang masing-masing dipangkatkan dengan koefisiennya.

$$K = \frac{[C]^r \times [D]^s}{[A]^p \times [B]^q}$$

Keterangan :

- K = tetapan kesetimbangan
- [A] = molaritas zat A (M)
- [B] = molaritas zat B (M)
- [C] = molaritas zat C (M)
- [D] = molaritas zat D (M)

a. Tetapan Kesetimbangan berdasarkan Konsentrasi (K_c) Penentuan nilai tetapan kesetimbangan berdasarkan konsentrasi zat (K_c) yang terlibat dalam reaksi dihitung berdasarkan molaritas zatnya (M). Untuk menghitung tetapan nilai kesetimbangan tersebut, kalian harus memperhatikan fase atau wujud zat yang terdapat dalam reaksi yang akan ditentukan nilai K_c -nya. Hal ini dikarenakan nilai kesetimbangan konsentrasi (K_c) hanya untuk fase gas (g) atau larutan (aq). Jika di dalam reaksi terdapat fase lain selain kedua fase tersebut maka fase itu diabaikan. Untuk lebih jelasnya kalian dapat mencermati perjelasan berikut ini : 1) Semua fase senyawa dalam wujud gas (Reaksi Homogen) Perhatikan reaksi berikut.



Dari reaksi di atas lambang A dan B merupakan pereaksi, sedangkan lambang C dan D merupakan hasil reaksi. Lalu pada a, b, c dan d masing-masing merupakan koefisien reaksi pada A, B, C, dan D.

Harga K_c dapat dirumuskan seperti hukum kesetimbangan dengan ketentuan sebagai berikut.

a) Pada kesetimbangan, laju reaksi ke kanan (r_1) sama dengan laju reaksi ke kiri

(r_2) atau $r_1 = r_2$.

b) Pada keadaan setimbang, reaksi dianggap stabil. Artinya orde reaksi sesuai koefisien reaksinya, yaitu: $r_1 = k_1[A]^a[B]^b$ dan : $r_2 = k_2[C]^c[D]^d$

c) Harga $K_c = \frac{k_1}{k_2} K_c = \frac{k_1}{k_2}$

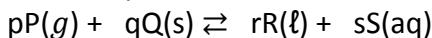
Dari ketentuan tersebut, diperoleh persamaan:

$$r_1 = r_2$$

$$k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d$$

$$K_c = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b}$$

2) Fase senyawa dalam reaksi bervariasi (Reaksi Heterogen)



Reaksi di atas merupakan reaksi dengan fase bervariasi, dimana dalam reaksi terdapat fase gas, cairan, larutan, dan padatan. Untuk kasus tersebut, tetapan kesetimbangannya ditentukan hanya berdasarkan konsentrasi zat yang berfase gas dan larutan saja karena zat yang berfase padat dan cair konsentrasinya dianggap tetap.

Penulisan notasi tetapan kesetimbangan (K) untuk reaksi tersebut sebagai berikut :

Maka

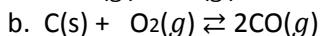
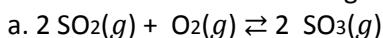
$$K^l = \frac{[R]^r[S]^s}{[P]^p[Q]^q}$$

Oleh karena [Q] dan [R] dianggap tetap, sehingga :

$$K^l \frac{[Q]^q}{[R]^r} = K = \frac{[S]^s}{[P]^p}$$

Perhatikan Contoh Soal dan penyelesaian berikut.

Contoh Soal 1. Tuliskan harga K_c untuk :



Jawab :

a. $K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$

b. $K_c = \frac{[CO]^2}{[CO_2]}$

2. Di dalam ruang tertutup yang volumenya 8 L pada suhu tertentu terdapat kesetimbangan antara 0,7 mol gas hidrogen; 0,6 mol gas klor; dan 0,5 mol gas HCl.

Berapakah harga tetapan kesetimbangan pada keadaan tersebut?

Jawab : Reaksi yang terjadi: $H_2(g) + Cl_2(g) \rightleftharpoons 2HCl(g)$ Volume total = 8 L

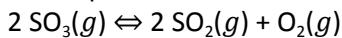
$$[H_2] = \frac{0,7}{8} M$$

$$[Cl_2] = \frac{0,6}{8} M$$

$$[HCl] = \frac{0,5}{8} M$$

$$K_c = \frac{[HCl]^2}{[H_2][Cl_2]} = \frac{\left(\frac{0,5}{8}\right)^2}{\left(\frac{0,7}{8}\right)\left(\frac{0,6}{8}\right)} \\ = \frac{0,25}{0,42} = \frac{25}{42}$$

3. Gas SO_3 (Ar S=32; Ar O = 16) sebanyak 160 gram dipanaskan dalam wadah 1 liter sehingga terjadi dekomposisi termal:

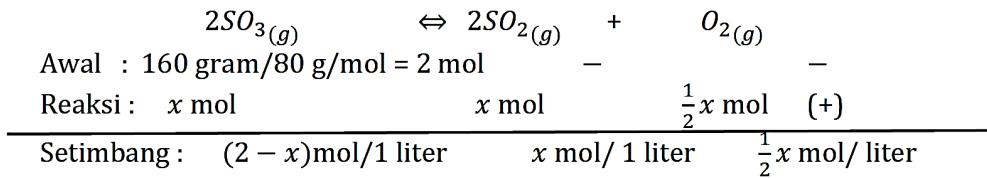


Pada saat perbandingan mol $SO_3 : SO_2 = 2 : 3$

hitunglah:

(a) α (derajat disosiasi)

(b) K_c



Perhatikan saat setimbang:

$$\frac{SO_3}{O_2} = \frac{2}{3} = \frac{(2-x)/1M}{\frac{1}{2}(x/1) M}$$

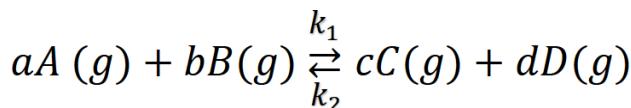
$$x = 1,5 \text{ mol.}$$

Jadi derajat disosiasi = $(1,5)/2 = 0,75$ atau $0,75 \times 100\% = 75\%$

$$\begin{aligned}
 K_c &= \frac{[SO_2]^2 [O_2]}{[SO_3]^2} \\
 &= \frac{(1,5/1)^2 (0,75/1)}{(0,5)^2}
 \end{aligned}$$

$$= 67,5 \text{ M}$$

b. Tetapan Kesetimbangan berdasarkan Tekanan Parsial (K_p) Penentuan nilai tetapan kesetimbangan berdasarkan tekanan parsial (K_p) yang terlibat dalam reaksi dihitung dari tekanan parsial zatnya (P). Untuk menghitung tetapan nilai kesetimbangan tersebut, kalian harus memperhatikan fase atau wujud zat yang terdapat dalam reaksi yang akan ditentukan nilai K_p -nya. Pada perhitungan nilai kesetimbangan tekanan, fase yang dibutuhkan hanya fase gas (g). Jika di dalam reaksi terdapat fase lain selain fase gas maka fase itu diabaikan. Untuk lebih jelasnya kalian dapat mencermati perjelasan berikut ini :



Dari reaksi di atas, dapat diperhatikan jika semua fase dalam reaksi tersebut merupakan fase gas sehingga semua zat digunakan dalam perhitungan menentukan nilai K_p . Lambang A dan B merupakan pereaksi, sedangkan lambang C dan D merupakan hasil reaksi. Lalu pada a, b, c dan d masing-masing merupakan koefisien reaksi pada A, B, C, dan D. Dari ketentuan tersebut, diperoleh persamaan:

$$K_p = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$$

Keterangan :

P_A = Tekanan Parsial Zat A

P_B = Tekanan Parsial Zat B

P_C = Tekanan Parsial Zat C

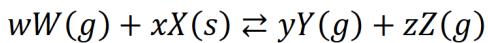
P_D = Tekanan Parsial Zat D

Nilai tekanan (P) tiap zat dapat dihitung menurut perhitungan berikut ini :

Misalnya, menghitung tekanan untuk zat A

$$P_A = \frac{\text{mol A}}{\text{mol total}} \times P_{\text{total}}$$

Demikian pula untuk reaksi yang melibatkan fase gas dan padatan, tetapan kesetimbangan tekanan ditentukan hanya berdasarkan tekanan zat yang berfase gas juga. Oleh karena itu, notasi tetapan kesetimbangannya ditulis sebagai berikut.

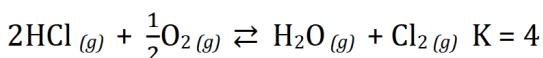


Oleh karena (X) dianggap tetap, sehingga:

$$K^l[X]^x = Kp = \frac{(P_Y)^y(P_Z)^z}{(P_W)^w}$$

c. Hubungan Persamaan Reaksi dengan Tetapan Kesetimbangan (K) Harga tetapan kesetimbangan (K) beberapa reaksi kimia dapat dibandingkan satu sama lain. Bentuk hubungan tersebut, jika ada suatu reaksi yang tetapan kesetimbangannya sama dengan K, berlaku ketentuan sebagai berikut :

Misalkan reaksi berikut :



- 1) Reaksi yang berkebalikan, tetapan kesetimbangannya $1/K$
- 2) Reaksi yang merupakan x kali dari reaksi tersebut, tetapan kesetimbangannya K^x .
- 3) Jika suatu reaksi merupakan pembagian sebesar x dari reaksi maka tetapan kesetimbangannya $\sqrt[x]{K}$

PERGESERAN KESETIMBANGAN

Dunia industri banyak sekali menerapkan sistem kesetimbangan. Prinsip utama dalam industri adalah bagaimana cara untuk menghasilkan produk seoptimal mungkin. Hal tersebut dapat dicapai dengan memodifikasi sistem kesetimbangan yang terjadi.

Konsep tentang Kesetimbangan sudah dibahas pada Modul Sebelumnya. Menurut kalian apakah kesetimbangan dapat mengalami pergeseran? Betul sekali bahwa kesetimbangan kimia dapat mengalami pergeseran akibat adanya pengaruh yang diberikan kepadanya. Pergeseran kesetimbangan kimia dapat dijelaskan oleh beberapa hal yaitu:

1. Azas Le Chatelier

Azas Le Chatelier adalah azas yang digunakan untuk memprediksi pengaruh perubahan kondisi pada kesetimbangan kimia. Azas Le Chatelier berbunyi: "Jika suatu sistem kesetimbangan menerima suatu aksi, maka sistem tersebut akan mengadakan suatu reaksi sehingga pengaruh aksi menjadi sekecil-kecilnya"

Cara sistem melakukan reaksi adalah dengan melakukan pergeseran ke kiri atau ke kanan. Pergeseran ke kiri artinya laju reaksi ke arah kiri menjadi lebih besar dan pergeseran ke kanan artinya laju reaksi ke kanan menjadi lebih besar.

Dalam ilmu kimia, Azas Le Chatelier digunakan untuk memanipulasi hasil dari reaksi bolak-balik (reversibel) bahkan bisa juga untuk memperbanyak produk reaksi. Azas Le Chatelier hanya berlaku untuk kesetimbangan dinamis.

Perubahan dari keadaan kesetimbangan semula ke keadaan kesetimbangan yang baru akibat adanya aksi atau pengaruh dari luar itu dikenal dengan pergeseran kesetimbangan (Martin S. Silberberg, 2000).

2. Faktor – Faktor yang Mempengaruhi Pergeseran Kesetimbangan Suatu sistem dalam keadaan setimbang cenderung untuk mempertahankan kesetimbangannya sehingga jika ada pengaruh dari luar, maka sistem tersebut akan berubah sedemikian rupa agar segera diperoleh keadaan kesetimbangan lagi seperti yang diungkapkan oleh Azas Le Chatelier. Hal-hal apa sajakah yang dapat mempengaruhi kesetimbangan?

Beberapa aksi yang dapat menyebabkan pergeseran pada sistem kesetimbangan akan diuraikan berikut ini

a. Pengaruh Perubahan Konsentrasi

Jika pada suatu sistem kesetimbangan, konsentrasi salah satu komponen dalam sistem ditambah maka kesetimbangan akan bergeser dari arah penambahan itu, dan bila salah satu komponen dikurangi maka kesetimbangan akan bergeser ke arah pengurangan itu. Sesuai dengan azas Le Chatelier (Reaksi = - aksi), jika

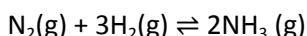
konsentrasi salah satu komponen tersebut diperbesar, maka reaksi sistem akan mengurangi komponen tersebut. Sebaliknya, jika konsentrasi salah satu komponen diperkecil, maka reaksi sistem adalah menambah komponen itu.

Oleh karena itu, pengaruh konsentrasi terhadap kesetimbangan berlangsung sebagaimana yang digambar pada tabel 1 berikut:

Tabel 1. Pengaruh Konsentrasi terhadap Kesetimbangan

No	Aksi	Reaksi	Cara Sistem Bereaksi
1	Menambah konsentrasi pereaksi	konsentrasi pereaksi berkurang	Bergeser ke kanan
2	Mengurangi konsentrasi pereaksi	konsentrasi pereaksi bertambah	Bergeser ke kiri
3	Memperbesar konsentrasi produk	konsentrasi produk berkurang	Bergeser ke kiri
4	Mengurangi konsentrasi produk	konsentrasi produk bertambah	Bergeser ke kanan
5	Mengurangi konsentrasi total	konsentrasi total berkurang.	Bergeser ke arah yang jumlah molekulnya besar

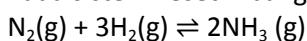
Contoh: Sistem kesetimbangan pembentukan ammonia



Jika konsentrasi gas nitrogen (N_2) ditambah, kesetimbangan akan bergeser ke kanan yang berakibat konsentrasi gas hidrogen berkurang dan konsentrasi amonia bertambah.

Mengapa bisa terjadi demikian? Hal ini dapat dijelaskan berdasarkan pengertian bahwa nilai tetapan kesetimbangan (K) selalu tetap pada suhu tetap.

Pada sistem kesetimbangan:



Mempunyai nilai tetapan kesetimbangan (dinyatakan dengan K_1)

$$K_1 = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^2}$$

Rumusan tetapan kesetimbangan K_1 dapat dipandang sebagai angka pecahan dengan pembilang $[NH_3]^2$ dan penyebut $[N_2][H_2]^2$. Jika K_1 nilainya tetap maka penambahan konsentrasi N_2 tentu akan diimbangi dengan penurunan konsentrasi H_2 dan kenaikan konsentrasi NH_3 . Kejadian ini menjelaskan bahwa reaksi bergeser ke arah kanan.

b. Pengaruh Tekanan dan Volume

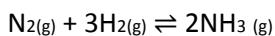
Konsentrasi gas dalam sebuah ruang, berbanding terbalik dengan volume, sehingga penambahan tekanan dengan cara memperkecil volume akan memperbesar konsentrasi semua komponen. Sesuai dengan azas Le Chatelier, maka sistem akan bereaksi dengan mengurangi tekanan. Sebagaimana kalian ketahui, tekanan gas bergantung pada jumlah molekul dan tidak bergantung pada jenis gas. Oleh karena itu, untuk mengurangi tekanan maka reaksi mengurangi komponen tersebut. Sebaliknya, jika konsentrasi salah satu komponen diperkecil, maka reaksi sistem adalah menambah komponen itu.

Oleh karena itu, pengaruh konsentrasi terhadap kesetimbangan berlangsung sebagaimana yang digambar pada tabel 1 berikut:

Tabel 1. Pengaruh Konsentrasi terhadap Kesetimbangan

No	Aksi	Reaksi	Cara Sistem Bereaksi
1	Menambah konsentrasi pereaksi	konsentrasi pereaksi berkurang	Bergeser ke kanan
2	Mengurangi konsentrasi pereaksi	konsentrasi pereaksi bertambah	Bergeser ke kiri
3	Memperbesar konsentrasi produk	konsentrasi produk berkurang	Bergeser ke kiri
4	Mengurangi konsentrasi produk	konsentrasi produk bertambah	Bergeser ke kanan
5	Mengurangi konsentrasi total	konsentrasi total berkurang.	Bergeser ke arah yang jumlah molekulnya besar

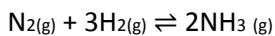
Contoh: Sistem kesetimbangan pembentukan ammonia



Jika konsentrasi gas nitrogen (N_2) ditambah, kesetimbangan akan bergeser ke kanan yang berakibat konsentrasi gas hidrogen berkurang dan konsentrasi amonia bertambah.

Mengapa bisa terjadi demikian? Hal ini dapat dijelaskan berdasarkan pengertian bahwa nilai tetapan kesetimbangan (K) selalu tetap pada suhu tetap.

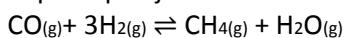
Pada sistem kesetimbangan:



Mempunyai nilai tetapan kesetimbangan (dinyatakan dengan K_1)

$$K_1 = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^2}$$

Rumusan tetapan kesetimbangan K_1 dapat dipandang sebagai angka pecahan dengan pembilang $[NH_3]^2$ dan penyebut $[N_2][H_2]^2$. Jika K_1 nilainya tetap maka penambahan konsentrasi N_2 tentu akan diimbangi dengan penurunan konsentrasi H_2 dan kenaikan konsentrasi NH_3 . Kejadian ini menjelaskan bahwa reaksi bergeser ke arah kanan. b. Pengaruh Tekanan dan Volume Konsentrasi gas dalam sebuah ruang, berbanding terbalik dengan volume, sehingga penambahan tekanan dengan cara memperkecil volume akan memperbesar konsentrasi semua komponen. Sesuai dengan azas Le Chatelier, maka sistem akan bereaksi dengan mengurangi tekanan. Sebagaimana kalian ketahui, tekanan gas bergantung pada jumlah molekul dan tidak bergantung pada jenis gas. Oleh karena itu, untuk mengurangi tekanan maka reaksi kesetimbangan akan bergeser ke arah yang jumlah koefisiennya molekul gas lebih kecil. Sebaliknya, jika tekanan dikurangi dengan cara memperbesar volume, maka sistem akan bereaksi dengan menambah tekanan dengan cara menambah jumlah molekul. Reaksi akan bergeser ke arah yang jumlah koefisiennya molekul gas lebih besar. Penjelasan pengaruh penambahan tekanan (dengan cara memperkecil volume) dapat dipelajari dari reaksi kesetimbangan berikut:



Penambahan tekanan menggeser kesetimbangan ke kanan, ke arah reaksi yang jumlah koefisiennya terkecil, dan tekanan akan berkurang. Ketika volume diperkecil maka konsentrasi (rapatan) molekul gas bertambah

dan menyebabkan pertambahan tekanan. Akibatnya, reaksi bergeser ke kanan untuk mengurangi tekanan. Satu molekul CH_4 dan 1 molekul H_2O (4 molekul pereaksi hanya menghasilkan 2 molekul produk). Dengan berkurangnya jumlah molekul, maka tekanan akan berkurang.

Berdasarkan uraian tersebut diatas, menunjukkan bahwa kenaikan tekanan menyebabkan reaksi bergeser kearah total mol gas yang kecil dan sebaliknya penurunan tekanan akan menyebabkan reaksi bergeser kearah total mol gas yang besar. Untuk reaksi yang tidak mempunyai selisih jumlah mol gas perubahan tekanan atau volume tidak akan menyebabkan perubahan dalam kesetimbangan.

c. Pengaruh Perubahan Suhu

Perubahan suhu pada suatu reaksi setimbang akan menyebabkan terjadinya perubahan harga tetapan kesetimbangan (K). Untuk mengetahui bagaimana pengaruh perubahan suhu terhadap pergeseran kesetimbangan berikut disajikan data harga K untuk berbagai suhu dari dua reaksi kesetimbangan yang berbeda,

Tabel 2 a. Harga K_p pada Berbagai Suhu untuk Reaksi Kesetimbangan: $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$ $\Delta H = -92 \text{ KJ}$

Suhu (°K)	298	500	700	900
$K_p (x 10^{10})$	$6,76 \times 10^5$	$3,55 \times 10^{-2}$	$7,76 \times 10^{-5}$	$1,00 \times 10^{-6}$

Tabel 2 b. Harga K_p pada Berbagai Suhu untuk Reaksi Kesetimbangan: $\text{H}_{2(g)} + \text{CO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{H}_{2\text{O}}(g) + \text{CO}(g)$ $\Delta H = +41 \text{ KJ}$

Suhu (°K)	298	500	700	900
$K_p (x 10^{10})$	$1,00 \times 10^{-5}$	$7,76 \times 10^{-3}$	$1,23 \times 10^{-1}$	$6,01 \times 10^{-1}$

Dari kedua tabel tersebut terdapat perbedaan, pada reaksi pertama jika suhunya diperbesar harga K_p makin kecil, ini berarti zat hasil makin sedikit yang diakibatkan oleh terjadinya pergeseran reaksi kekiri.

Pada reaksi kedua justru terjadi sebaliknya, yaitu bila suhunya diperbesar harga K_p menjadi makin besar, berarti jumlah zat hasil makin banyak yang diakibatkan terjadinya pergeseran kesetimbangan kekanan. Perbedaan dari kedua reaksi tersebut adalah harga perubahan entalpinya. Untuk reaksi pembentukan gas NH_3 perubahan entalpinya negatif (Reaksi eksoterm) yang menunjukkan bahwa reaksi kekanan melepaskan kalor. Sedangkan pada reaksi antara gas H_2 dengan gas CO_2 harga perubahan entalpinya berharga positif (Reaksi endoterm) yang menunjukkan bahwa reaksi ke kanan adalah reaksi yang menyerap kalor. Dengan demikian pergeseran reaksi kesetimbangan akibat perubahan suhu ditentukan oleh jenis reaksinya endoterm atau eksoterm.

Menurut Azas Le Chatelier, jika sistem kesetimbangan dinaikan suhunya, maka akan terjadi pergeseran kesetimbangan ke arah reaksi yang menyerap kalor (reaksi endoterm).

3. Penerapan Kesetimbangan dalam Industri Dalam industri yang melibatkan reaksi kesetimbangan kimia, produk reaksi yang dihasilkan tidak akan bertambah ketika sistem telah mencapai kesetimbangan.

Produk reaksi akan kembali dihasilkan, jika dilakukan perubahan konsentrasi, perubahan suhu, atau perubahan tekanan dan volume. Pada bagian ini akan dibahas bagaimana proses produksi amonia (NH_3) dan asam sulfat (H_2SO_4) dalam industry.

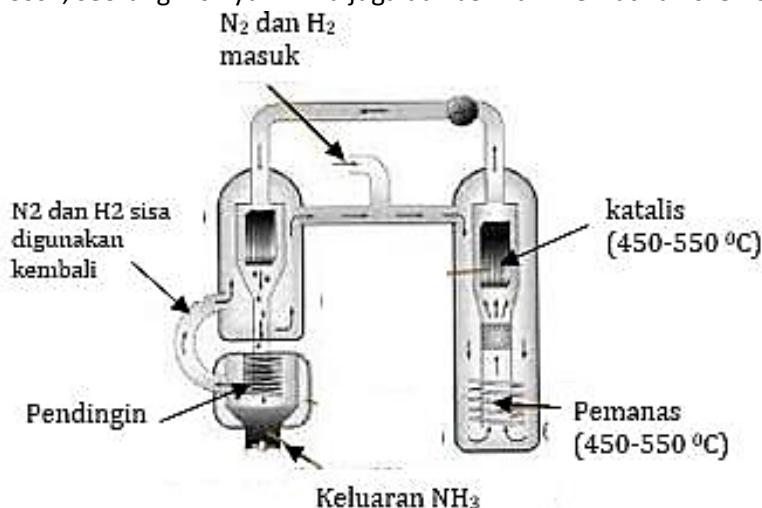
Kedua bahan kimia tersebut dalam proses pembuatannya melibatkan reaksi kesetimbangan, yang merupakan tahap paling menentukan untuk kecepatan produksi.

a. Pembuatan Amonia (NH_3) dengan Proses Haber Bosh

Nitrogen terdapat melimpah di udara, yaitu sekitar 78% volume. Walaupun demikian, senyawa nitrogen tidak terdapat banyak di alam. Satu-satunya sumber alam yang penting ialah NaNO_3 yang disebut Sendawa Chili. Sementara itu, kebutuhan senyawa nitrogen semakin banyak, misalnya untuk industri pupuk, dan bahan

peledak. Oleh karena itu, proses sintesis senyawa nitrogen, fiksasi nitrogen buatan, merupakan proses industri yang sangat penting.

Metode yang utama adalah mereaksikan nitrogen dengan hidrogen membentuk amonia. Selanjutnya amonia dapat diubah menjadi senyawa nitrogen lain seperti asam nitrat dan garam nitrat. Dasar teori pembuatan amonia dari nitrogen dan hidrogen ditemukan oleh Fritz Haber (1908), seorang ahli kimia dari Jerman. Sedangkan proses industri pembuatan amonia untuk produksi secara besar-besaran ditemukan oleh Carl Bosch, seorang insinyur kimia juga dari Jerman. Perhatikan skema proses Haber Bosch



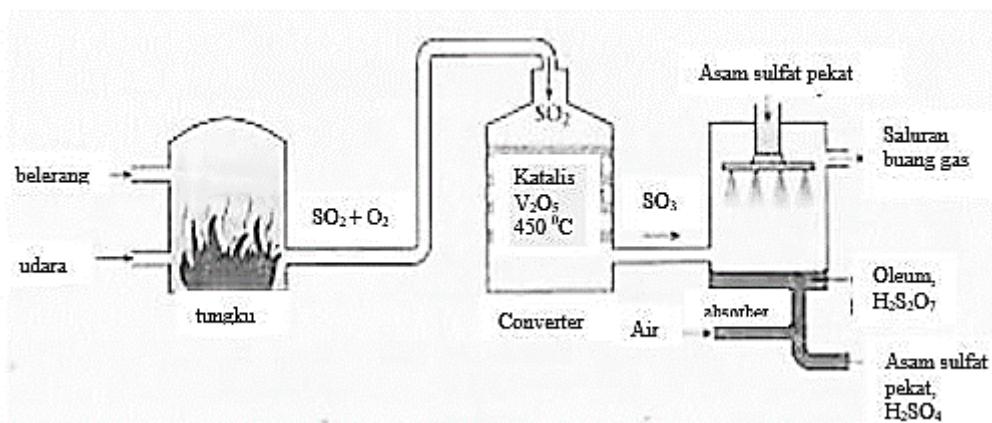
Sumber: Chemistry The Central Science 2000

Gambar 1.2 Skema Proses Haber Bosch

Berdasarkan prinsip kesetimbangan kondisi yang menguntungkan untuk ketuntasan reaksi ke kanan (pembentukan NH_3) adalah suhu rendah dan tekanan tinggi. Akan tetapi, reaksi tersebut berlangsung sangat lambat pada suhu rendah, bahkan pada suhu $500^\circ C$ sekalipun. Dipihak lain, karena reaksi ke kanan eksoterm, penambahan suhu akan mengurangi rendemen. Peranan katalisator dalam industri amonia juga sangat diperlukan untuk mempercepat terjadinya kesetimbangan. Tentunya kalian masih ingat dengan katalisator bukan? Katalisator adalah zat yang dapat mempercepat reaksi tetapi zat tersebut tidak ikut bereaksi. Untuk mengurangi reaksi balik, amonia yang terbentuk harus segera dipisahkan. Mula-mula campuran gas nitrogen dan hidrogen dikompresi (dimampatkan) hingga mencapai tekanan yang diinginkan. Kemudian campuran gas dipanaskan dalam suatu ruangan yang bersama katalisator sehingga terbentuk amonia. Keadaan reaksi untuk menghasilkan NH_3 sebanyak-banyaknya disebut kondisi optimum. Kondisi optimum pada industri amoniak dilakukan pada suhu $600^\circ C$ dan tekanan ruangan 1000 atm. (www.kkppbumn.depkeu.go.id)

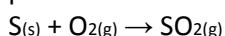
b. Pembuatan Asam Sulfat (H_2SO_4)

Asam sulfat merupakan bahan industri kimia yang penting, yaitu digunakan sebagai bahan baku untuk pembuatan pupuk. Proses pembuatan asam sulfat (H_2SO_4) sebenarnya ada dua cara, yaitu dengan proses kamar timbal dan proses kontak. Proses kamar timbal sudah lama ditinggalkan karena kurang menguntungkan. Proses kontak menghasilkan asam sulfat mencapai kadar 99% dan biayanya lebih murah.



Gambar 1. 3 Skema Pembuatan Asam Sulfat

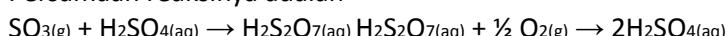
Pembuatan asam sulfat meliputi 3 tahap, yaitu sebagai berikut: 1). Pembentukan belerang dioksida, persamaan reaksinya adalah



2). Pembentukan belerang trioksida, persamaan reaksinya adalah $SO_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons SO_{3(g)} \Delta H = -196 \text{ kJ}$ 3).

Pembentukan asam sulfat, melalui zat antara, yaitu asam pirosulfat.

Persamaan reaksinya adalah



Tahap penting dalam proses ini adalah reaksi (2). Reaksi ini merupakan reaksi kesetimbangan dan eksoterm. Sama seperti pada sintesis amonia, reaksi ini hanya berlangsung baik pada suhu tinggi. Akan tetapi pada suhu tinggi justru

kesetimbangan bergeser ke kiri. Untuk memperbanyak hasil harus memperhatikan azas Le Chatelier. " Reaksi tersebut menyangkut tiga partikel pereaksi (2 partikel SO_2 dan 1 partikel gas O_2) untuk menghasilkan 2 partikel SO_3 . Jadi, perlu dilakukan pada tekanan tinggi. " Reaksi ke kanan adalah reaksi eksoterm ($\Delta H = -196 \text{ kJ}$), berarti harus dilakukan pada suhu rendah. Masalahnya, pada suhu rendah reaksinya menjadi lambat. Seperti pada pembuatan amonia, permasalahan ini dapat diatasi dengan penambahan katalis V_2O_5 . Dari penelitian didapat kondisi optimum untuk proses industri asam sulfat adalah pada suhu antar $400 \text{ }^{\circ}\text{C} - 450 \text{ }^{\circ}\text{C}$ dan tekanan 1 atm.

GLOSARIUM

Kesetimbangan Kimia : Keadaan ketika laju reaksi maju (pembentukan produk) sama dengan laju reaksi balik (pembentukan reaktan), sehingga konsentrasi reaktan dan produk tidak berubah.

Reaksi Bolak-Balik : Reaksi kimia di mana reaktan dan produk dapat saling berubah. Contoh: $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

Reaktan : Zat awal yang terlibat dalam reaksi kimia. Contoh: N_2 dan H_2 dalam reaksi $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

Produk : Zat yang dihasilkan dari reaksi kimia. Contoh: NH_3 dalam reaksi $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

Tetapan Kesetimbangan (Kc dan Kp): Nilai yang menunjukkan rasio konsentrasi produk (diangkat pangkat koefisien reaksinya) terhadap konsentrasi reaktan (diangkat pangkat koefisien reaksinya) pada kesetimbangan, di bawah kondisi standar.

Kc : untuk reaksi dalam fase cair atau padat

Kp : untuk reaksi dalam fase gas

Kondisi Standar : Kondisi di mana tekanan parsial gas adalah 1 atm dan konsentrasi larutan adalah 1 M.

DAFTAR PUSTAKA

- Brady,James E.1999. *Kimia Universitas, Asas dan Struktur, Edisi Kelima*. Binarupa Aksara : Jakarta
- Hart,Harold (Suminar Achmadi).1990 *Kimia Organik Suatu Kuliah Singkat (terjemahan)*. Erlangga : Jakarta
- Petrucci, Ralph H., 1987. *Kimia Dasar Prinsip dan Terapan Modern,Jilid 3*, Erlangga : Jakarta
- Respati. 1986. *Pengantar Kimia Organik*. Aksara Baru : Jakarta
- Unggul Sudarmo. 2016. *Kimia untuk SMA/MA Kelas X*. Erlangga : Jakarta.
- Johari, J.M.C. dan Rachmawati, M, 2006, *Kimia SMA dan MA untuk Kelas XI*, Esis, Jakarta
- Sudarmo, Unggul & Mitayani, Nanik, 2014, *Kimia untuk SMA /MA kelas XI*, Jakarta, Airlangga
- Sudiono, Sri & Juari Santosa, Sri dan Pranowo, Deni, 2007, *Kimia Kelas XI untuk SMA dan MA*, Jakarta, Intan Pariwara
- <https://www.zenius.net/prologmateri/kimia/a/908/Asas-Le-Chatelier>
- <https://materiipa.com/reaksi-kesetimbangan-kimia>
- <https://beatpaperplane.blogspot.com/2012/10/kesetimbangan-kimia-dalam-industri.html>