

BAB II

KESETIMBANGAN KIMIA

TIU :

1. Memahami definisi kesetimbangan kimia dan mengidentifikasi keadaan kesetimbangan kimia
2. Memahami faktor-faktor yang mempengaruhi kesetimbangan kimia: Prinsip Le Chatelier
3. Memahami aplikasi kesetimbangan kimia dalam perolehan produk pada reaksi kimia

Sasaran Pembelajaran	Pokok Bahasan	Sub Pokok Bahasan	Ruang Lingkup Bahasan	Pentingnya mempelajari topik ini
Setelah mempelajari chapter ini, mahasiswa : -mengerti sifat dan karakteristik kesetimbangan.	Sifat dan karakteristik kesetimbangan	1.Reaksi reversibel 2. Kesetimbangan dinamik 3. Sifat keadaan kesetimbangan	. *Reaksi kimia bersifat reversibel. *Kesetimbangan bersifat dinamik * Sifat keadaan kesetimbangan sama, tak peduli arah pendekatannya.	Dapat dibuktikan, bahwa dalam kenyataannya, hampir semua reaksi kimia bersifat reversibel dan dinamis.
-mampu menuliskan persamaan konstanta kesetimbangan tanpa mencantumkan konsentrasi padatan dan pelarut (misalkan air) -mampu menuliskan konstanta kesetimbangan yang dinyatakan dengan konsentrasi (Kc) dan dengan tekanan parsial (Kp) -mengetahui perubahan K bila : * koefisien stoikiometri berubah. *Reaksi dibalik. *dua reaksi digabungkan. -Mengerti arti $K \gg 1$, $K \ll 1$ atau $K=1$.	Kesetimbangan Kimia	1. Keadaan kesetimbangan 2. Konstanta kesetimbangan 3, Reaksi yang melibatkan padatan dan air 4. Hubungan Kp dan Kc 4. Manipulasi kesetimbangan	- Persamaan konstanta kesetimbangan : * Reaksi yang melibatkan padatan dan air. * Hubungan Kp dan Kc. * Manipulasi persamaan kesetimbangan. * Pengertian konstanta kesetimbangan	-Dapat diketahui, bahwa semua perubahan baik kimia maupun fisika selalu menuju ke keadaan yang paling stabil, yaitu keadaan kesetimbangan, -Posisi kesetimbangan secara kuantitatif dinyatakan dengan konstanta kesetimbangan K.

-Mampu menentukan dan menggunakan quosien reaksi Q untuk menyatakan keadaan reaksi	Quosien Reaksi	Quosien Reaksi	1.Pengertian Quosien reaksi 2. Hubungan Qc dan Kc	Dengan mengetahui nilai Qc dan Kc dapat diketahui apakah reaksi telah mencapai kesetimbangan atau belum.
-Mampu menentukan konstanta kesetimbangan melalui perhitungan.	Konstanta Kesetimbangan	Konstanta Kesetimbangan	1.product favored 2.reactant favored	Nilai konstanta kesetimbangan perlu ditentukan untuk menentukan posisi kesetimbangan, apakah product favored atau reactant favored.
Mampu menentukan konsentrasi reaktan dan produk pada kesetimbangan dengan menggunakan konstanta kesetimbangan.	Perhitungan menggunakan konstanta kesetimbangan	Perhitungan menggunakan konstanta kesetimbangan	1.Konstanta kesetimbangan 2. Perhitungan konsentrasi produk dan reaktan pada kesetimbangan	-Dapat melakukan perhitungan dengan memanfaatkan konstanta kesetimbangan untuk menentukan konsentrasi produk dan reaktan sisa pada kesetimbangan.
-Menggunakan prinsip Le Chatelier untuk menentukan pengaruh temperatur, perubahan konsentrasi dan volume terhadap posisi kesetimbangan.	Prinsip Le Chatelier	Prinsip Le Chatelier	- Pengaruh temperatur terhadap kesetimbangan - Pengaruh penambahan dan pengurangan reaktan atau produk. - Pengaruh perubahan volume terhadap kesetimbangan fasa gas.	-Dapat dimengerti, bahwa jika suatu kesetimbangan diadakan aksi, maka kesetimbangan akan bergeser untuk meniadakan aksi tersebut membentuk kesetimbangan baru. -Dengan mengubah temperatur, konsentrasi dan volume akan didapat produk optimum atau meminimalkan produk yang tidak diinginkan.

Konsep kesetimbangan merupakan dasar dalam ilmu kimia. Dalam kenyataannya reaksi kimia yang bersifat reversibel, dalam sistim tertutup, pada keadaan akhir akan didapatkan kesetimbangan antara reaktan dan produk. Selain itu gangguan dari luar juga akan mempengaruhi proses kesetimbangan.

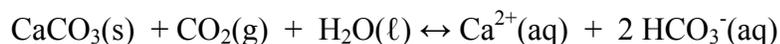
Sifat-sifat keadaan kesetimbangan

Pada prinsipnya semua reaksi kimia bersifat **reversibel**, artinya hasil reaksi dapat bereaksi kembali membentuk reaktan. Sebagai contoh reaksi reversibel di alam adalah pembentukan kalsium karbonat stalaktit yang menggantung pada langit-langit gua batu kapur dan stalagmit yang tumbuh pada dasar gua.

Contoh pelarutan dan pengendapan kembali batu kapur di laboratorium adalah apabila ion Ca^{2+} dan HCO_3^- (misalkan CaCl_2 dan NaHCO_3) ditempatkan dalam beaker terbuka berisi air, maka segera akan terlihat gelembung gas CO_2 dan endapan CaCO_3 :



Apabila ke dalam larutan tersebut dimasukan *dry ice* (CO_2 padat), maka padatan CaCO_3 akan larut kembali :



Percobaan ini menggambarkan reaksi kimia yang reversibel.

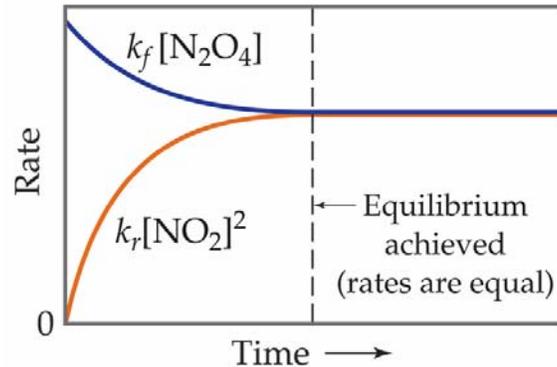
Bila reaksi kalsium karbonat, air dan karbon dioksida dilakukan dengan cara yang berbeda. Misalkan larutan ion Ca^{2+} dan HCO_3^- ditempatkan dalam wadah tertutup, sehingga CO_2 tidak dapat lolos:



Reaksi pembentukan CaCO_3 dan CO_2 tersebut pada awalnya terus berlangsung, tetapi akhirnya tidak didapatkan perubahan lagi. Dari hasil pengujian didapatkan Ca^{2+} , HCO_3^- , CaCO_3 , CO_2 , dan H_2O di dalam sistim. Tidak adanya perubahan, bukan berarti reaksi telah berhenti, melainkan reaksi telah mencapai kesetimbangan. Pada awalnya, Ca^{2+} dan HCO_3^- bereaksi membentuk produk dengan kecepatan tertentu. Semakin banyak reaktan yang bereaksi, maka kecepatan reaksi semakin lambat. Sebaliknya kecepatan pembentukan produk (CaCO_3 , CO_2 dan H_2O) semakin meningkat dengan semakin bertambahnya konsentrasi. Akhirnya, kecepatan reaksi ke kanan (pembentukan CaCO_3) sama dengan kecepatan reaksi ke kiri (pelarutan kembali CaCO_3). Pada keadaan ini, secara makroskopik tidak terlihat adanya perubahan. Dikatakan sistim berada

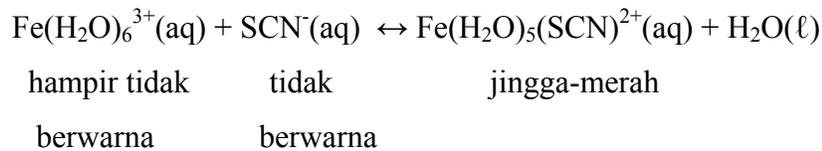
pada keadaan **kesetimbangan dinamis**, artinya reaksi ke kanan maupun ke kiri terus berlangsung tetapi dengan kecepatan yang sama.

Contoh Kesetimbangan dinamis

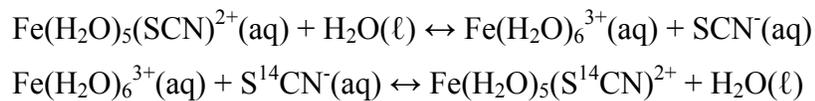


Gambar 2.1: Kesetimbangan dinamis

Untuk membuktikan bahwa kesetimbangan adalah dinamis, dilakukan percobaan reaksi antara ion besi (III) dengan ion tiosianat SCN^- ;



Ke dalam larutan ditambahkan setetes larutan ion SCN^- radioaktif dan segera dianalisis. Hasilnya, ion SCN^- terdapat di dalam $Fe(H_2O)_5(SCN)^{2+}$. Pengamatan ini dapat diterangkan dengan reaksi :

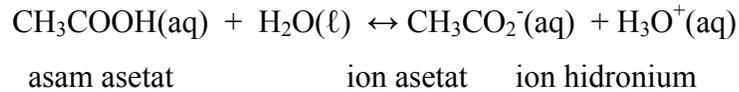


Satu-satunya cara agar ion $S^{14}CN^-$ radioaktif terikat dalam ion $Fe(H_2O)_5(SCN)^{2+}$ adalah bila reaksi pertukaran dengan air bersifat dinamis dan reversibel, dan terus berlangsung walaupun telah mencapai kesetimbangan.

Proses kesetimbangan tidak hanya dinamis dan reversibel, tetapi untuk reaksi yang spesifik, sifat keadaan kesetimbangan adalah sama tak peduli pendekatannya dari arah mana pendekatannya.

Contoh: pengukuran konsentrasi asam asetat dan ion asetat pada kesetimbangan.

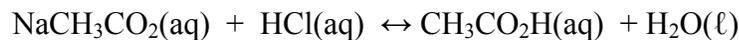
Percobaan pertama



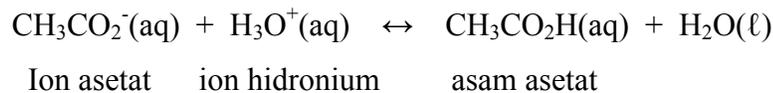
Oleh karena asam asetat merupakan asam lemah, maka konsentrasi ion asetat dan ion hidronium yang dihasilkan kecil.

Percobaan kedua

dicampurkan natrium asetat dan asam klorida :



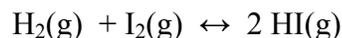
Oleh karena HCl merupakan asam kuat, maka persamaan reaksi ioniknya :



Jika pada percobaan pertama konsentrasi awal asam asetat 1 mol, dan pada percobaan kedua konsentrasi awal natrium asetat dan HCl masing-masing 1 mol (semuanya dalam volume yang sama), maka konsentrasi asam asetat, ion asetat dan ion hidronium pada kesetimbangan adalah identik.

2. Konstanta Kesetimbangan

Letak kesetimbangan dari suatu reaksi dapat dinyatakan dengan ungkapan konstanta kesetimbangan, yang mengkorelasikan antara konsentrasi reaktan dan produk pada kesetimbangan dan temperatur tertentu. Contoh reaksi hidrogen dengan iodine menghasilkan hidrogen iodida :



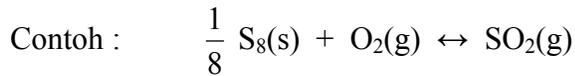
Hasil dari beberapa percobaan, pada kesetimbangan nilai perbandingan

$$\frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]}$$

Mempunyai harga yang selalu sama untuk semua percobaan yang dilakukan pada 425°C.

Penulisan Persamaan Konstanta Kestimbangan

Reaksi yang melibatkan padatan



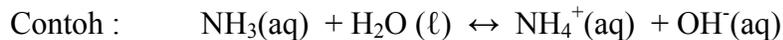
$$K' = \frac{[SO_2]}{[S_8]^{1/8}[O_2]}$$

Konsentrasi reaktan atau produk padat tidak dimasukkan ke dalam persamaan konstanta kestimbangan di atas. Oleh karena sulfur berupa molekul padat dan karena konsentrasi molekul di dalam padatan tetap, maka konsentrasi sulfur tidak berubah oleh reaksi atau penambahan maupun pengurangan sebagian padatan. Juga, konsentrasi kestimbangan O_2 dan SO_2 tidak berubah terhadap jumlah sulfur, sepanjang dalam kestimbangan terdapat sulfur padat.

Persamaan konstanta kestimbangan untuk reaksi pembakaran sulfur di atas :

$$K = \frac{[SO_2]}{[O_2]}$$

Reaksi yang melibatkan air



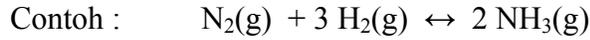
Konsentrasi air sangat tinggi di dalam larutan encer, maka pada dasarnya konsentrasi air tidak berubah oleh reaksi. Oleh karena itu, konsentrasi molar air, seperti juga padatan, tidak dimasukkan dalam persamaan konstanta kestimbangan. Jadi dituliskan ;

$$K = \frac{[NH_4^+][OH^-]}{[NH_3]}$$

Kc dan Kp

Konsentrasi di dalam persamaan konstanta kestimbangan biasanya dinyatakan dengan mol/L (M), oleh karena itu simbol K seringkali dituliskan dengan Kc. Akan tetapi untuk gas, konsentrasi reaktan atau produk dapat dinyatakan dengan tekanan parsial p, sehingga K dituliskan dengan Kp.

Dalam beberapa reaksi nilai $K_c = K_p$, tetapi seringkali K_c dan K_p berbeda.



$$K_p = \frac{(P_{NH_3})^2}{(P_{N_2})(P_{H_2})^3} = 5,8 \times 10^5 \text{ pada } 25^\circ C$$

Nilai K_c berbeda dengan nilai K_p

$$P = [\text{mol/L}](RT)$$

$$K_p = \frac{[NH_3](RT)^2}{[N_2](RT)[H_2](RT)^3} = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} \cdot \frac{1}{(RT)^2} = \frac{K_c}{(RT)^2}$$

$$K_p = 5,8 \times 10^5 = \frac{K_c}{[(0,08206)(298)]^2}$$

$$K_c = 3,5 \times 10^8$$

Hubungan K_c dan K_p :

$$K_p = K_c (RT)^{\Delta n}$$

Δn = total mol produk gas – total mol reaktan gas

Bila $\Delta n = 0$, maka $K_p = K_c$, seperti pada reaksi berikut :

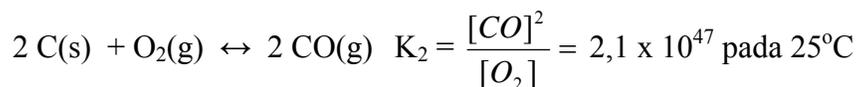


Penggunaan persamaan Kesetimbangan

Persamaan reaksi dapat dituliskan dengan berbagai koefisien stoikiometri.

(1) Jika koefisien reaksi kesetimbangan dikalikan faktor n.

Contoh : oksidasi karbon menjadi karbon monoksida :



Bila kedua persamaan reaksi di atas dibandingkan, maka $K_2 = (K_1)^2$:

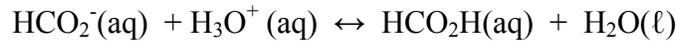
$$K_2 = \frac{[CO]^2}{[O_2]} = \left\{ \frac{[CO]}{[O_2]^{1/2}} \right\}^2 = K_1^2$$

(2) Jika persamaan reaksi kesetimbangan dibalik.



$$K_1 = \frac{[HCO_2^-][H_3O^+]}{[HCO_2H]} = 1,8 \times 10^{-4} \text{ pada } 25^\circ\text{C}$$

Reaksi sebaliknya :

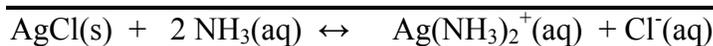


$$K_2 = \frac{[HCO_2H]}{[HCO_2^-][H_3O^+]} = 5,6 \times 10^3 \text{ pada } 25^\circ\text{C}$$

$$\text{Jadi } K_2 = \frac{1}{K_1}$$

(3) Apabila dua persamaan reaksi digabungkan menghasilkan persamaan reaksi total.

Contoh :

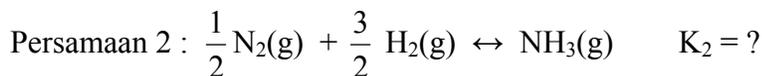


$$K_{\text{total}} = K_1 \cdot K_2 = [Ag^+][Cl^-] \cdot \frac{[Ag(NH_3)_2^+]}{[Ag^+][NH_3]^2} = \frac{[Ag(NH_3)_2^+][Cl^-]}{[NH_3]^2}$$

$$= K_1 \cdot K_2 = 2,9 \times 10^{-3}$$

Contoh 1. Penggunaan persamaan konstanta kesetimbangan

Campuran nitrogen, hidrogen dan amoniak berada dalam kesetimbangan. Persamaan reaksi dapat dituliskan :



Berapakah harga K_2 dan K_3 ?

Jawab :

$$K_1 = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} = 3,5 \times 10^8 \quad \text{dan} \quad K_2 = \frac{[NH_3]}{[N_2]^{1/2}[H_2]^{3/2}}$$

Terlihat, bahwa $K_1 = K_2^2$ atau $K_2 = \sqrt{K_1} = \sqrt{3,5 \times 10^8} = 1,9 \times 10^4$

Persamaan 3 kebalikan dari persamaan 1:

$$K_3 = \frac{[N_2][H_2]^3}{[NH_3]^2} \quad K_3 = \frac{1}{K_1} = \frac{1}{3,5 \times 10^8} = 2,9 \times 10^{-9}$$

Cara penulisan dan manipulasi persamaan konstanta kesetimbangan :

1. Konsentrasi padatan dan cairan yang digunakan sebagai pelarut tidak dituliskan di dalam persamaan ini.
2. Apabila koefisien stoikiometri pada persamaan reaksi diubah dengan faktor n, maka $K_{\text{baru}} = (K_{\text{lama}})^n$.
3. Apabila persamaan reaksi dibalik, maka $K_{\text{baru}} = \frac{1}{K_{\text{lama}}}$
4. Apabila beberapa persamaan reaksi digabungkan menghasilkan persamaan reaksi total, maka $K_{\text{total}} = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3 \dots$
5. Nilai K bergantung terhadap cara penulisan satuan konsentrasi kesetimbangan (mol/L atau P).

Arti Konstanta Kesetimbangan

Nilai konstanta kesetimbangan memberikan informasi tentang posisi kesetimbangan, apakah reaksi lebih ke arah produk atau lebih condong ke arah reaktan. Konstanta kesetimbangan juga dapat digunakan untuk menghitung jumlah produk yang dihasilkan pada kesetimbangan

Contoh 2 : reaksi Nitrogen monoksida dengan ozon,

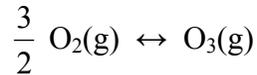
$K \gg 1$: Reaksi product-favored; konsentrasi kesetimbangan produk lebih besar dibandingkan konsentrasi kesetimbangan reaktan.



$$K_c = 6 \times 10^{34} \text{ pada } 25^\circ\text{C} = \frac{[NO_2][O_2]}{[NO][O_3]}$$

$K_c \gg 1$, berarti pada kesetimbangan $[NO_2][O_2] \gg [NO][O_3]$, reaktan hampir habis dan reaksi dikatakan sempurna.

$K \ll 1$: Reaksi reactant-favored, konsentrasi kesetimbangan reaktan lebih besar dibandingkan konsentrasi kesetimbangan produk.

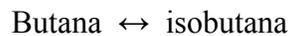


$$K_c = 2,5 \times 10^{-29} \text{ pada } 25^\circ\text{C} = \frac{[\text{O}_3]}{[\text{O}_2]^{3/2}}$$

$K_c \ll 1$, berarti pada kesetimbangan $[\text{O}_3] \ll [\text{O}_2]^{3/2}$, hanya sedikit sekali O_2 yang berubah menjadi O_3 .

3. Quosien Reaksi (Q)

Keadaan kesetimbangan untuk suatu reaksi kimia dapat digambarkan dengan grafik. Contoh reaksi transformasi butana menjadi isobutana :

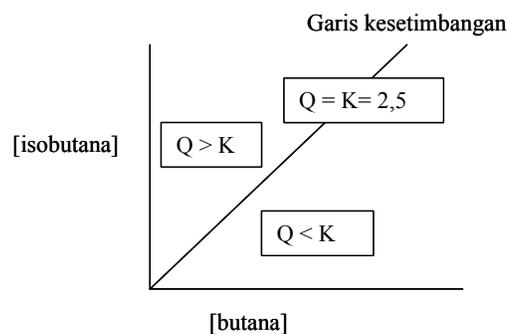


$$K_c = \frac{[\text{isobutana}]}{[\text{butana}]} = 2,50 \text{ pada } 298 \text{ K}$$

Bila konsentrasi salah satu senyawa diketahui, maka konsentrasi senyawa lainnya pada kesetimbangan dapat diketahui dari nilai konstanta kesetimbangan. Misalkan $[\text{butana}] = 0,80 \text{ M}$, maka $[\text{isobutana}]$ pada kesetimbangan pasti :

$$[\text{isobutana}] = K_c [\text{butana}] = 2,50 (0,80 \text{ M}) = 2,0 \text{ M}.$$

Demikian pula untuk $[\text{butana}]$ lainnya, diperoleh $[\text{isobutana}]$ pada kesetimbangan. Plot antara $[\text{butana}]$ terhadap $[\text{isobutana}]$ ditunjukkan oleh Gambar 2.2.



Gambar 2. 2 Kurva kesetimbangan

$Q = K$, sistim berada dalam kesetimbangan

$Q < K$, sistim tidak berada dalam kesetimbangan, reaktan cenderung berubah menjadi produk untuk mencapai kesetimbangan

$Q > K$, sistem tidak berada dalam kesetimbangan, produk harus kembali ke reaktan untuk mencapai kesetimbangan

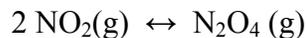
Setiap titik di dalam Gambar 2 menyatakan nilai perbandingan $[\text{isobutana}] / [\text{butana}]$. Nama umum untuk perbandingan ini adalah **quosien reaksi (Q)**, dan $Q = K$ hanya terjadi ketika reaksi berada pada kesetimbangan. Misalkan suatu sistem dengan komposisi 3 mol/L butana dan 4 mol/L isobutana (pada 298 K). Ini berarti :

$$Q_c = \frac{[\text{isobu tan a}]}{[\text{bu tan a}]} = \frac{4,0}{3,0} = 1,3$$

Karena $Q_c < K$, berarti sistem tidak berada dalam kesetimbangan. Untuk mencapai kesetimbangan, sebagian butan harus berubah menjadi isobutana. Transformasi ini akan terus berlangsung hingga $[\text{isobutana}] / [\text{butane}] = 2,5$, yaitu $Q_c = K_c$ dan perbandingan ini digambarkan dengan titik pada garis kesetimbangan.

Contoh soal 2. Quosien Reaksi

Gas coklat NO_2 berada dalam kesetimbangan dengan gas tak berwarna N_2O_4 . $K_c = 170$ pada 298K.



Misalkan konsentrasi $\text{NO}_2 = 0,015 \text{ M}$, dan konsentrasi $\text{N}_2\text{O}_4 = 0,025 \text{ M}$. Apakah Q_c lebih besar, lebih kecil atau sama dengan K_c ? Apabila sistem tidak berada dalam kesetimbangan, ke arah manakah reaksi berlangsung untuk mencapai kesetimbangan

Jawab :

Konstanta kesetimbangan reaksi :

$$K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = 170$$

Quosien reaksi :

$$Q_c = \frac{(0,025)}{(0,015)^2} = 110$$

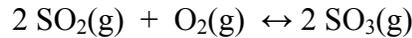
Jadi $Q_c < K_c$, sehingga reaksi belum mencapai kesetimbangan. Untuk mencapai kesetimbangan, sebagian NO_2 harus berubah menjadi N_2O_4 jadi $[\text{N}_2\text{O}_4]$ semakin besar dan $[\text{NO}_2]$ berkurang hingga $Q_c = K_c$.

4. Menentukan konstanta kesetimbangan

Jika konsentrasi semua reaktan dan produk pada kesetimbangan diketahui, maka nilai konstanta kesetimbangan K dapat dihitung.

Contoh soal 3. Menghitung Konstanta kesetimbangan Kc

Untuk reaksi :



mencapai kesetimbangan saat $[\text{SO}_2] = 3,61 \times 10^{-3} \text{ mol/L}$, $[\text{O}_2] = 6,11 \times 10^{-4} \text{ mol/L}$, dan $[\text{SO}_3] = 1,01 \times 10^{-2} \text{ mol/l}$ pada 852 K. Hitunglah Kc pada 852 K.

Jawab :

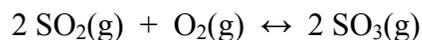
$$K_c = \frac{[\text{SO}_3]^2}{[\text{O}_2][\text{SO}_2]^2} = \frac{(9,01 \times 10^{-2})^2}{(6,11 \times 10^{-4})(3,61 \times 10^{-3})^2} = 1,28 \times 10^4$$

Apabila yang diketahui hanya konsentrasi awal reaktan dan konsentrasi kesetimbangan dari salah satu reaktan atau produk, maka konsentrasi reaktan atau produk lainnya pada kesetimbangan dapat dihitung menggunakan persamaan kimia.

Konsentrasi gas dapat dinyatakan sebagai mol/L atau tekanan parsial.

Contoh soal 4. Menghitung konstanta kesetimbangan yang dinyatakan dengan konsentrasi.

Sebanyak 1,00 mol SO_2 dan 1,00 mol O_2 ditempatkan dalam flask 1,00 L pada 1000 K. Saat kesetimbangan telah dicapai, terbentuk 0,925 mol SO_3 . Hitunglah Kc pada 1000 K untuk reaksi :



Jawab :

Persamaan	2 SO ₂	+	O ₂	↔	2 SO ₃
Mol awal	1,00		1,00		0
Perubahan dalam mencapai kesetimbangan	- 0,925		- 0,925/2		+0,925
Mol pada kesetimbangan	1,00-0,925		1,00-0,925/2		0,925

Konsentrasi pada kesetimbangan

$$\frac{0,075\text{mol}}{1,00\text{L}}$$

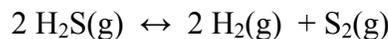
$$\frac{0,537\text{mol}}{1,00\text{L}}$$

$$\frac{0,925\text{mol}}{1,00\text{L}}$$

$$K_c = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]} = \frac{(0,925)^2}{(0,075)^2(0,537)} = 2,8 \times 10^2$$

Contoh soal 5. Menghitung konstanta kesetimbangan gas yang dinyatakan dengan tekanan parsial (K_p).

Suatu tangki mula-mula berisi H_2S dengan tekanan 10,00 atm pada 800 K. Ketika reaksi telah mencapai kesetimbangan, tekanan parsial uap S_2 sebesar $2,0 \times 10^{-2}$ atm. Hitunglah nilai K_p untuk dekomposisi H_2S :



Persamaan	$2 H_2S$	\leftrightarrow	$2 H_2$	+	$2 S_2$
Tekanan awal (atm)	10,0		0		0
Perubahan	- 2X		+ 2X		+ X
Tekanan parsial kesetimbangan (dalam X)	10,0-2X		2X		X
Tekanan parsial kesetimbangan (dalam atm)	10,00-2(0,020)		2(0,020)		0,020

$$K_p = \frac{P_{H_2}^2 \cdot P_{S_2}}{P_{H_2S}^2} = \frac{[2(0,020)]^2 (0,020)}{[10,00 - 2(0,020)]^2} = 3,2 \times 10^{-7}$$

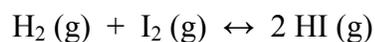
5. Penggunaan konstanta Kesetimbangan di dalam perhitungan

Apabila nilai K diketahui, maka konsentrasi reaktan atau produk dapat diketahui. Problem ini dapat diselesaikan dengan bantuan tabel, dimana jumlah zat yang tidak diketahui dimisalkan x.

Contoh Soal 6. Menghitung konsentrasi dari Konstanta Kesetimbangan

a. Dimisalkan X adalah jumlah reaktan H_2 atau I_2 yang dikonsumsi.

Untuk reaksi berikut :



Pada suhu $425^\circ C$, nilai $K_c = 55,64$. Apabila 1,00 mol H_2 dan 1,00 mol I_2 keduanya

ditempatkan di dalam flask berukuran 0,500 L pada 425°C, berapakah konsentrasi H₂, I₂, dan HI pada kesetimbangan ?

Jawab:

Harga konstanta kesetimbangan

$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]}$$

Buat tabel untuk mendapatkan konsentrasi kesetimbangan H₂, I₂, dan HI yang mengandung nilai X. Misalkan X adalah jumlah H₂ atau I₂ yang dikonsumsi dalam reaksi. Jumlah HI yang dihasilkan 2X karena faktor stoikiometri (2 mol HI / 1 mol H₂).

Persamaan	H ₂	+	I ₂	↔	2 HI
Mol awal	1,00		1,00		0
Konsentrasi awal (mol/L)	$\frac{1,00\text{mol}}{0,500L}$		$\frac{1,00\text{mol}}{0,500L}$		0
	= 2,00 M		= 2,00 M		
Perubahan konsentrasi	- X		- X		+ 2X
Konsentrasi kesetimbangan (mol/L)	2,00-X		2,00-X		2X

Harga konstanta kesetimbangan dapat disubstitusikan ke dalam ungkapan konstanta kesetimbangan :

$$K_c = 55,64 = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(2X)^2}{(2,00-X)(2,00-X)} = \frac{(2X)^2}{(2,00-X)^2}$$

Nilai X dapat ditentukan dengan mengakarkan kedua sisi persamaan,

$$\sqrt{K_c} = 7,459 = \frac{2X}{2,00 - X}$$

$$7,459 (2,00 - X) = 2X$$

$$14,9 - 7,459X = 2X$$

$$14,9 = 9,459X$$

$$X = 1,58$$

Dengan diketahui nilai X, maka konsentrasi kesetimbangan reaktan dan produk dapat ditentukan :

$$[H_2] = [I_2] = 2,00 - X = 0,42 \text{ M}$$

$$[HI] = 2x = 3,16 \text{ M}$$

Untuk mengecek kebenaran nilai yang diperoleh, nilai ini disubstitusikan kembali ke dalam ungkapan konstanta kesetimbangan $K_c = (3,16)^2 / (0,42)^2 = 57$. Nilai K ini sesuai dengan nilai K_c yang diketahui pada soal. Adanya sedikit perbedaan dengan nilai K_c yang diketahui yaitu 55,64 disebabkan karena $[H_2]$ dan $[I_2]$ hanya dituliskan dengan dua angka dibelakang koma.

b. Dimisalkan Y adalah jumlah produk HI yang dihasilkan.

Persamaan	H_2	+	I_2	\leftrightarrow	2 HI
Konsentrasi awal	2,00 M		2,00 M		0
Perubahan konsentrasi	-Y/2		-Y/2		+Y
Konsentrasi kesetimbangan	2,00-Y/2		2,00-Y/2		Y

Konsentrasi kesetimbangan ini disubstitusikan ke dalam ungkapan konstanta kesetimbangan :

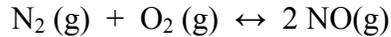
$$K_c = 55,64 = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(Y)^2}{(2,00-Y/2)(2,00-Y/2)}$$

Penyelesaian menghasilkan nilai $Y = 3,16$, berarti $[HI] = 3,16$. Sama seperti yang diperoleh pada soal 6.

Contoh Soal 7. Menghitung konsentrasi dari konsentrasi kesetimbangan.

Apabila nilai $X < 5\%$ dari jumlah terkecil, maka X dapat diabaikan.

Reaksi berikut :



berkontribusi terhadap pencemaran udara, dihasilkan dari pembakaran bahan bakar gasoline mesin di udara pada temperatur tinggi. Pada 1500K, $K_c = 1,0 \times 10^{-5}$. Suatu sampel udara dipanaskan dalam wadah tertutup sampai 1500K. Sebelum terjadi reaksi $[\text{N}_2] = 0,80 \text{ mol/L}$ dan $[\text{O}_2] = 0,20 \text{ mol/L}$. Hitunglah konsentrasi kesetimbangan NO.

Jawab :

Buat tabel konsentrasi kesetimbangan.

Persamaan:	N_2	+	O_2	\leftrightarrow	2NO
Konsentrasi awal (mol/L)	0,80		0,20		0
Perubahan konsentrasi	-X		-X		+2X
Konsentrasi kesetimbangan	0,80-X		0,20-X		2X

Konsentrasi kesetimbangan ini disubstitusikan ke dalam ungkapan konstanta kesetimbangan :

$$K_c = 1,0 \times 10^{-5} = \frac{(2X)^2}{(0,80-X)(0,20-X)}$$

$$(1,0 \times 10^{-5})(0,80-X)(0,20-X) = 4 X^2$$

$$(1,0 \times 10^{-5})(0,16 - 1,00X + X^2) = 4 X^2$$

$$(4 - 1,0 \times 10^{-5}) X^2 + (1,0 \times 10^{-5}) X - 0,16 \times 10^{-5} = 0$$

aX^2	bX	c	0
--------	------	-----	-----

Persamaan di atas dapat diselesaikan dengan menggunakan rumus kuadrat yang terdapat pada Appendix A. Dihasilkan :

$$X = 6,3 \times 10^{-4} \quad \text{atau} \quad X = -6,3 \times 10^{-4}$$

Oleh karena X didefinisikan sebagai jumlah N_2 yang bereaksi dan 2X adalah jumlah NO yang terbentuk, maka nilai X yang negatif tidak ada artinya. Berarti untuk menghitung konsentrasi reaktan dan produk pada kesetimbangan digunakan nilai X yang positif.

$$[\text{N}_2] = 0,80 - 6,3 \times 10^{-4} = 0,80 \text{ M}$$

$$[\text{O}_2] = 0,20 - 6,3 \times 10^{-4} = 0,20 \text{ M}$$

$$[\text{NO}] = 2X = 1,26 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Pada contoh ini terlihat, bahwa jumlah NO yang terbentuk sangat kecil dibandingkan dengan jumlah N₂ dan O₂ yang dikonsumsi. Disini X dapat diabaikan terhadap 0,80 atau 0,20, berarti 0,80 – X = 0,80 dan 0,20 – X = 0,20.

Penyelesaian menggunakan ungkapan konstanta kesetimbangan :

$$K_c = 1,0 \times 10^{-5} = \frac{(2X)^2}{(0,80)(0,20)}$$

$$1,6 \times 10^{-6} = 4X^2$$

$$X = 6,3 \times 10^{-4}$$

Nilai X yang diperoleh dengan pengabaian sama dengan yang dihasilkan dari persamaan kuadrat.

Bagaimana kita dapat mengetahui bahwa nilai X sangat kecil, sehingga harga X dapat diabaikan dan penyelesaiannya tidak perlu menggunakan rumus kuadrat. Di dalam banyak perhitungan kesetimbangan kimia, nilai X dapat diabaikan apabila nilai X < dari 5% jumlah reaktan awal yang terkecil (dalam hal ini 0,20).

Pada contoh soal di atas, nilai X yang diperoleh $6,3 \times 10^{-4}$, yaitu $[(6,3 \times 10^{-4}) / 0,20] = 0,32\%$ dari jumlah reaktan awal yang terkecil.

Umumnya, di dalam menyelesaikan soal kesetimbangan seperti di atas :

(1) Diumpamakan nilai yang tidak diketahui (X) kecil dan selesaikan dengan menggunakan persamaan yang disederhanakan.

(2) Kemudian bandingkan nilai X terhadap jumlah reaktan yang terkecil. Apabila hasilnya < dari 5%, maka penyelesaiannya tidak perlu menggunakan persamaan kuadrat.

6. Mengganggu kesetimbangan kimia: prinsip Le Chatelier

Ada tiga cara yang biasa digunakan untuk mengganggu kesetimbangan reaksi kimia: (1) mengubah temperatur, (2) mengubah konsentrasi reaktan atau produk, dan (3) mengubah volume (Tabel 2)

Apabila temperatur sistem dinaikan (dengan menambahkan energi panas), maka reaksi kimia akan berlangsung dengan upaya untuk mendinginkan sistem (dengan menggunakan energi panas tersebut). Apabila reaktan atau produk ditambahkan pada reaksi pada kesetimbangan, maka sistem akan mengadakan respons dengan cara menggunakan zat yang ditambahkan tersebut. Pada sistem yang salah satu atau lebih reaktan atau produknya berupa gas, maka dengan

mengecilkan volume wadah akan menyebabkan peningkatan tekanan; sistem akan bereaksi dalam usaha untuk menurunkan tekanan tersebut. Fenomena di atas dikenal dengan **prinsip Le Chatelier**: "Jika terhadap suatu kesetimbangan dilakukan gangguan, maka kesetimbangan akan bergeser untuk menghilangkan pengaruh gangguan tersebut".

Tabel 2 Pengaruh gangguan terhadap kesetimbangan dan K

Gangguan	Perubahan agar campuran kembali ke kesetimbangan	Pengaruh terhadap kesetimbangan	Pengaruh terhadap K
Penambahan reaktan	Sebagian reaktan yang ditambahkan dikonsumsi	Bergeser ke kanan	Tak berubah
Penambahan produk	Sebagian produk yang ditambahkan dikonsumsi	Bergeser ke kiri	Tak berubah
Volume diperkecil, tekanan diperbesar	Tekanan diperkecil	Bergeser ke arah jumlah molekul gas yang lebih kecil	Tak berubah
Volume diperbesar, tekanan diperkecil	Tekanan diperbesar	Bergeser ke arah jumlah molekul gas yang lebih besar	Tak berubah
Temperatur dinaikan	Energi panas dikonsumsi	Bergeser ke arah reaksi endoterm	Berubah
Temperatur diturunkan	Energi panas dikeluarkan	Bergeser ke arah reaksi eksoterm	Berubah

Pengaruh perubahan temperatur terhadap kesetimbangan

Secara kualitatif dapat ditentukan pengaruh perubahan temperatur terhadap posisi kesetimbangan suatu reaksi kimia, apabila diketahui reaksi bersifat endoterm atau eksoterm. Sebagai contoh reaksi endoterm N_2 dengan O_2 menghasilkan NO berikut :



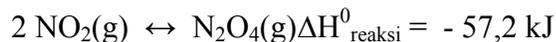
Konstanta kesetimbangan, Kc	Temperatur (K)
$4,5 \times 10^{-31}$	298
$6,7 \times 10^{-10}$	900
$1,7 \times 10^{-3}$	2300

Di sekeliling kita terdapat N_2 dan O_2 , tetapi pada temperatur kamar kemungkinan untuk bereaksi sangat kecil. Posisi kesetimbangan hampir sempurna ke kiri. Akan tetapi bila campuran N_2 dan O_2 tersebut dipanaskan di atas $700^{\circ}C$, seperti halnya di dalam mesin mobil,

kesetimbangan bergeser ke arah NO. Hasil percobaan terhadap konstanta kesetimbangan di atas, menunjukkan [NO] meningkat dan [N₂] dan [O₂] menurun apabila temperatur dinaikan.

Mengapa nilai K pada reaksi di atas berubah terhadap temperatur. Perubahan entalpi reaksi sebesar + 180,5 kJ, sehingga dapat dibayangkan panas sebagai reaktan. Menurut prinsip Le Chatelier, adanya penyerapan energi (sebagai panas) menyebabkan kesetimbangan bergeser ke arah yang berlawanan dengan input energi tersebut. Cara untuk menetralkan input energi ini adalah dengan cara menggunakan panas yang ditambahkan tersebut dengan mengkonsumsi lebih banyak N₂ dan O₂ menghasilkan NO yang lebih banyak pula. Oleh karena nilai pembilang semakin besar dan penyebut semakin kecil, maka nilai K menjadi semakin besar.

Contoh reaksi eksoterm antara dua molekul gas NO₂ coklat membentuk N₂O₄ tak berwarna :



Konstanta kesetimbangan, K _c	Temperatur (K)
1300	273
170	298

Reaksi di atas bersifat eksoterm, sehingga dapat dibayangkan panas sebagai produk reaksi. Apabila temperatur diturunkan, konsentrasi NO₂ berkurang dan konsentrasi N₂O₄ meningkat, nilai K semakin besar. Gambar 2.3 menunjukkan pengaruh temperatur terhadap kesetimbangan.

Pengaruh penambahan atau penghilangan reaktan atau produk

Apabila konsentrasi reaktan atau produk pada kesetimbangan dirubah, maka reaksi akan bergeser ke posisi kesetimbangan baru agar quosient reaksi tetap sama dengan K. Contoh kesetimbangan butana / isobutana:



Misalkan pada kesetimbangan campuran mengandung dua molekul butana dan lima isobutana. Perbandingan molekul 5/2 atau 2,5/1, yaitu nilai konstanta kesetimbangan. Apabila ke dalam campuran tersebut ditambahkan 7 molekul isobutana, jumlah molekul isobutana menjadi 12 dan butana tetap 2. Nilai quosient reaksi Q = 6/1. Q > K. Untuk mendapatkan kesetimbangan baru, sebagian molekul isobutana harus berubah menjadi molekul butana. Proses ini terus berlangsung

sampai dihasilkan perbandingan [isobutana] / [butana] 5/2 atau 2,5/1 kembali. Dalam hal ini, berarti bila 2 dari 12 molekul isobutana berubah menjadi butana, maka perbandingan isobutana terhadap butana pada kesetimbangan baru menjadi 2,5/1 kembali.

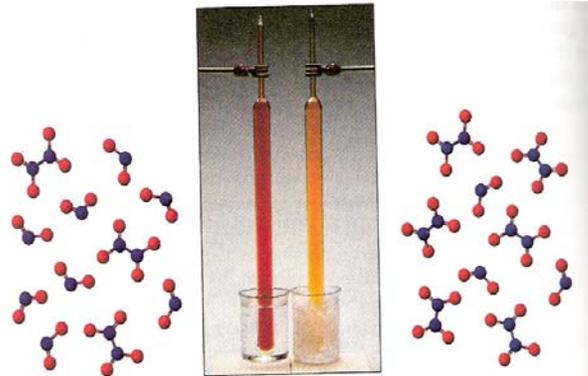


Figure 16.7 Effect of temperature on an equilibrium. The tubes in the photograph both contain gaseous NO_2 (brown) and N_2O_4 (colorless). As predicted by Le Chatelier's principle, equilibrium favors colorless N_2O_4 at lower temperatures. This is clearly seen in the tube at right, where the gas in the ice bath at 0°C is only slightly brown because there is only a small partial pressure of the brown gas NO_2 . At 50°C (the tube at the left), the equilibrium shifts to more NO_2 , as indicated by the darker brown color. (Photo, Marna G. Clarke; models, S. M. 1)

Gambar 2.3 Pengaruh temperatur terhadap kesetimbangan. Kedua tabung berisi NO_2 (coklat) dan N_2O_4 (tak berwarna). Tabung kanan dicelupkan dalam *ice bath* pada 0°C , terlihat coklat sedikit karena tekanan parsial gas NO_2 kecil. Tabung kiri suhu 50°C , terlihat warna coklat lebih gelap, karena kesetimbangan bergeser ke arah NO_2 . Jika suhu sistem pada kesetimbangan dinaikkan, maka untuk reaksi endoterm kesetimbangan akan bergeser ke arah produk, dan untuk reaksi eksoterm bergeser ke arah reaktan. Ke arah sebaliknya, jika suhu diturunkan.

Contoh Soal 8. Pengaruh perubahan konsentrasi terhadap kesetimbangan .

Di dalam labu 1,00 L terdapat [butana] = 0,500 mol/L dan [isobutana] = 1,25 mol/L yang berada dalam kesetimbangan. Ke dalam campuran tersebut ditambahkan 1,50 mol/L butana. Berapakah konsentrasi butana dan isobutana di dalam kesetimbangan baru ?.

Jawab :

Kesetimbangan	Butana \leftrightarrow	Isobutana
Konsentrasi awal (M)	0,500	1,25
Konsentrasi sesaat setelah penambahan butana	0,500+1,50	1,25
Perubahan konsentrasi untuk menuju kesetimbangan baru	- X	+ X
Konsentrasi pada kesetimbangan baru (M)	2,00 - X	1,25 + X

$$K_c = \frac{[isobutan]_{baru}}{[butan]_{baru}} = 2,5 = \frac{1,25 + X}{2,00 - X}$$

$$2,50(2,00 - X) = 1,25 + X$$

$$3,75 = 3,50 X$$

$$X = 1,07 \text{ mol/L}$$

Konsentrasi butana dan isobutana pada kesetimbangan baru :

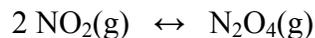
$$[butana] = 2,00 - X = 0,93 \text{ mol/L}$$

$$[isobutana] = 1,25 + X = 2,32 \text{ mol/L}$$

$$\text{Perbandingan } [isobutana] / [butana] = 2,32/0,93 = 2,5.$$

Pengaruh perubahan volume terhadap kesetimbangan fasa gas

Untuk reaksi yang melibatkan gas, apa yang terjadi pada konsentrasi atau tekanan kesetimbangan apabila ukuran wadah dirubah ? (Misalkan ketika bahan bakar dan udara dikompresi di dalam mesin mobil). Jawabannya, apabila volume gas berubah, konsentrasi juga harus berubah, dan posisi kesetimbangan berubah. Sebagai contoh :



$$\text{Coklat} \quad \text{tak berwarna} \quad K_c = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} = 170 \text{ pada } 298 \text{ K}$$

Reaksi di atas dilakukan dalam suatu wadah dan terjadi kesetimbangan saat $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,0280 \text{ mol/L}$ dan $[\text{NO}_2] = 0,0128 \text{ mol/L}$. Apabila volume wadah dikecilkan menjadi separuhnya, maka konsentrasi gas menjadi dua kali lebih besar, yaitu $[\text{N}_2\text{O}_4] = 0,0560 \text{ mol/L}$ dan $[\text{NO}_2] = 0,0256 \text{ mol/L}$. Nilai $Q = (0,0560) / (0,0256)^2 = 85,5$. Oleh karena $Q < K$, maka jumlah produk harus meningkat dan kesetimbangan bergeser ke arah pembentukan N_2O_4 . Pergeseran reaksi ini terus berlangsung hingga diperoleh nilai

$Q = K$ kembali.

Untuk reaksi yang melibatkan gas, pengurangan volume (peningkatan tekanan) kesetimbangan akan bergeser ke arah yang jumlah molekulnya lebih sedikit dan sebaliknya.

Daftar Pustaka

Brown, LeMay, Bursten, Murphy, “ Chemistry The Central Science”, 11th eds, Pearson Educational International, 2009, 626 - 665.