



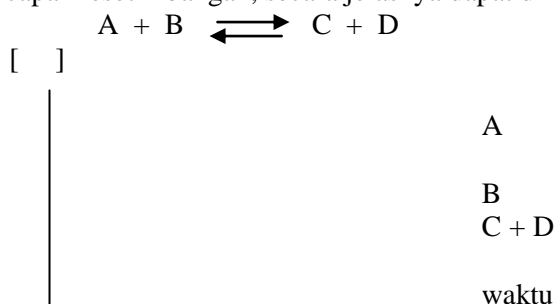
BAB VI

KESETIMBANGAN KIMIA

- A. Standar Kompetensi: Memahami tentang ilmu kimia dan dasar-dasarnya serta mampu menerapkannya dalam kehidupan se-hari-hari terutama yang berhubungan langsung dengan kehidupan.
- B. Kompetensi Dasar : Memahami konsep kesetimbangan kimia, hukum yang berlaku untuk kesetimbangan kimia, hubungan tetapan kesetimbangan dengan stoikiometri reaksi, serta manfaat tetapan kesetimbangan.
- C. Uraian materi :

A. HUKUM KESETIMBANGAN REAKSI KIMIA

Ketika suatu reaksi kimia berlangsung secara spontan, konsentrasi pereaksi dan produk berubah dan energi bebas menurun secara teratur. Ketika energi bebas mencapai minimum maka sistem akan menjadi kesetimbangan. Sebagai contoh bila suatu pereaksi A dan B dibiarkan bereaksi akan terbentuk produk (C atau D), selanjutnya pereaksi dan hasil reaksi secara bertahap mendekati nilai tetap. Reaksi yang demikian disebut reaksi reversibel dan mencapai kesetimbangan, secara jelasnya dapat dilihat pada Gambar 1.



Semua sistem kimia cenderung menuju kearah keadaan setimbang. Reaksi kimia secara umum dapat dituliskan sebagai berikut :



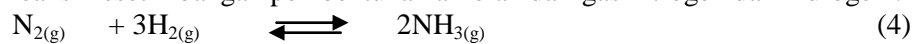
Perbandingan perkalian konsentrasi reaktan dan hasil reaksi dapat dituliskan sebagai berikut :

$$Q = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (2)$$

Ketika kecepatan pembentukan produk (reaksi ke kanan) sama dengan kecepatan penguraian produk (reaksi ke kiri) tercapai suatu kesetimbangan. Pada saat setimbang Q sama dengan K.

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b} \quad (3)$$

Contoh reaksi kesetimbangan pembentukan amoniak dari gas nitrogen dan hidrogen :



$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3} \quad (5)$$

Pada tabel 1 menunjukkan konsentrasi awal masing-masing pereaksi berbeda, begitu pula pada saat kesetimbangan namun harga K_c tetap. Hal ini menunjukkan bahwa pada suhu tetap, harga K tidak bergantung pada konsentrasi awal.

Tabel 1. Konsentrasi molar keadaan awal dan setimbang dari reaksi kesetimbangan pembentukan amoniak pada suhu 500 °C.

Konsentrasi Awal			Konsentrasi pada saat kesetimbangan			$\frac{[NH_3]^2}{[N_2][H_2]^3}$
[H ₂]	[N ₂]	[NH ₃]	[H ₂]	[N ₂]	[NH ₃]	
0,168	0,075	0	0,150	0,700	1,92.10 ⁻²	5,980.10 ⁻²
0,630	1,040	0	0,500	1,000	8,66.10 ⁻²	6,000.10 ⁻²
1,970	1,360	0	1,350	1,150	4,12.10 ⁻¹	6,000.10 ⁻²
4,330	2,480	0	2,480	1,850	1,270	6,080.10 ⁻²
2,030	0,938	0	1,470	0,750	3,76.10 ⁻¹	5,930.10 ⁻²

Sumber : Brady, JE, 1994

B. HUBUNGAN TETAPAN KESETIMBANGAN DENGAN STOIKIOMETRI REAKSI

Hubungan antara tetapan kesetimbangan dengan stoikiometri reaksi dapat diungkapkan ke dalam berbagai bentuk persamaan tetapan kesetimbangan sesuai dengan koefisien reaksinya.

Misal untuk reaksi :



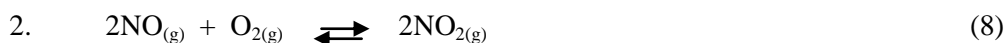
$$K_1 = \frac{[H_2O]^2}{[H_2]^2 [O_2]}$$



$$K_2 = \frac{[H_2O]}{[H_2][O_2]^{1/2}}$$

Semua koefisien pada persamaan reaksi (7) setengah koefisien pada persamaan (6). Hubungan antara kedua tetapan kesetimbangan adalah :

$$K_2 = \sqrt{K_1}$$

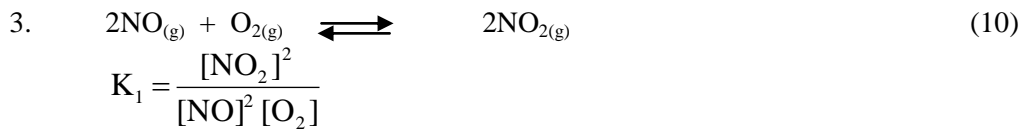


$$K_1 = \frac{[NO_2]^2}{[NO]^2 [O_2]}$$



Cara penulisan persamaan reaksi (9) berlawanan dengan cara penulisan persamaan reaksi (8), dengan demikian hubungan antara K_1 dan K_2 adalah :

$$K_2 = K_1^{-1}$$



$$K_2 = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2}$$

Persamaan (10) + (11) adalah :



$$K_3 = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}]^2 [\text{O}_2]}$$

Reaksi kimia (12) adalah merupakan jumlah reaksi (10) dan (11), sehingga hubungan ketiga tetapan persamaan reaksi tersebut adalah :

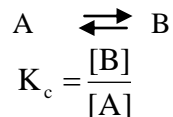
$$K_3 = K_1 K_2$$

C. MANFAAT TETAPAN KESETIMBANGAN

1. Interpretasi Tetapan Kesetimbangan Secara Kualitatif

Dengan mengetahui harga konstanta kesetimbangan dapat memberikan informasi secara kualitatif yang sangat berguna.

Contoh : Suatu reaksi sederhana,



Anggaplah K_c memiliki harga 10, ini berarti pada kesetimbangan

$$\frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} = 10$$

Hal tersebut menunjukkan bahwa konsentrasi [B] harus 10 kali lebih besar dari pada konsentrasi [A]. Dengan kata lain, posisi kesetimbangan cenderung lebih suka ke produk, B. Sebaliknya bila $K_c = 0,2$ maka :

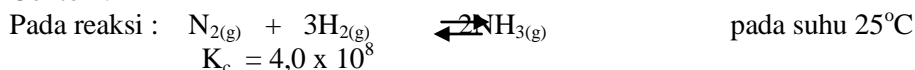
$$\frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} = 0,2$$

Dalam hal ini konsentrasi kesetimbangan [B] adalah 5 kali lebih kecil dari pada [A] dan posisi kesetimbangan cenderung bergeser ke arah reaktan, A.

2. Menghitung Konsentrasi Kesetimbangan

Jika telah diketahui tetapan kesetimbangan, konsentrasi zat-zat dalam campuran dalam kesetimbangan dapat dihitung.

Contoh :



Hitung konsentrasi amoniak jika pada keadaan kesetimbangan gas nitrogen dan hidrogen masing-masing $0,1 \text{ M}$!.

Jawab :

$$K_c = \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{N}_2][\text{H}_2]^3}$$

$$4,0 \times 10^8 = \frac{[\text{NH}_3]}{[0,01][0,01]^3}$$

$$[\text{NH}_3]^2 = 1.10^{-8} \times 4,0.10^8$$

$$[\text{NH}_3] = 2,0 \text{ mol L}^{-1}$$

Konsentrasi amoniak pada keadaan setimbang adalah $2,0 \text{ M}$.

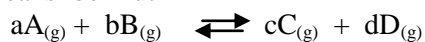
D. HUBUNGAN UNGKAPAN ANTARA K , K_c , K_p , dan K_x

Satuan konsentrasi yang biasa digunakan untuk ungkapan tetapan kesetimbangan.

Untuk larutan : kemolaran atau fraksi mol

Untuk gas : tetapan parsial, mol/liter, fraksi mol

Untuk reaksi berikut



Tetapan kesetimbangan dapat dinyatakan :

a. Konsentrasi [...]

$$K_c = \frac{[\text{C}]^c [\text{D}]^d}{[\text{A}]^a [\text{B}]^b} \quad (13)$$

b. Tekanan Parsial p

$$K_p = \frac{p_C^c \cdot p_D^d}{p_A^a \cdot p_B^b} \quad (14)$$

c. Fraksi Mol X

$$K_x = \frac{X_C^c \cdot X_D^d}{X_A^a \cdot X_B^b} \quad (15)$$

Hubungan antara K_c dan K_p pada reaksi di atas: Untuk gas ideal berlaku hubungan

$$pV = nRT$$

$$p = \frac{n}{V} RT \quad \text{dimana} \quad \frac{n}{V} = C$$

$$p = CRT$$

Dengan memasukkan harga p pada persamaan K_p di atas akan diperoleh :

$$K_p = \frac{[C_C RT]^c [C_D RT]^d}{[C_A RT]^a [C_B RT]^b}$$

$$K_p = \frac{C_C^c \cdot C_D^d (RT)^{c+d}}{C_A^a \cdot C_B^b (RT)^{a+b}}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{(c+d)-(a+b)}$$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \quad (16)$$

Dimana $\Delta n = (c+d)-(a+b)$; jumlah mol produk – jumlah mol reaktan

Jika $\Delta n = 0$, maka $K_p = K_c$

Masing-masing komponen gas dalam reaksi di atas memiliki tekanan parsial sebagai berikut :

$$p_A = X_A \cdot p_{\text{total}}$$

$$p_B = X_B \cdot p_{\text{total}}$$

$$p_C = X_C \cdot p_{\text{total}}$$

$$p_D = X_D \cdot p_{\text{total}}$$

Dengan demikian

$$K_p = \frac{(X_C \cdot p_{\text{total}})^c \cdot (X_D \cdot p_{\text{total}})^d}{(X_A \cdot p_{\text{total}})^a \cdot (X_B \cdot p_{\text{total}})^b}$$

$$K_p = \frac{X_C^c \cdot X_D^d (p_{\text{total}})^{c+d}}{X_A^a \cdot X_B^b (p_{\text{total}})^{a+b}}$$

$$K_p = K_x \cdot p_{\text{total}}^{(c+d)-(a+b)}$$

$$K_p = K_x \cdot p_{\text{total}}^{\Delta n} \quad (17)$$

Di mana $\Delta n = (c + d) - (a + b)$; Jumlah mol gas produk = Jumlah mol gas reaktan. Jika $\Delta n = 0$, maka $K_p = K_x$

E. KESETIMBANGAN HETEROGEN

Kesetimbangan yang melibatkan dua fasa atau lebih dikenal sebagai kesetimbangan heterogen. Misalnya, sistem kesetimbangan berikut melibatkan fasa gas maupun fasa padat:



Tetapan kesetimbangan K, untuk sistem ini adalah:

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

Karena konsentrasi zat padat murni atau cair murni praktis konstan meskipun tekanannya berubah, sehingga dapat dituliskan sebagai berikut: $[C] = k$

Jadi

$$K'_c = \frac{[CO]^2}{k \cdot [CO_2]}$$

$$K'_c \cdot k = K$$

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

Tetapan kesetimbangan dalam bentuk K_p , untuk sistem ini adalah:

$$K_p = \frac{[PCO]_2}{[PCO_2]}$$

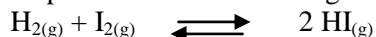
F. PRINSIP Le CHATELIER DAN KESETIMBANGAN KIMIA

Secara sederhana timbul pertanyaan bagaimana pengaruh dari luar terhadap sistem kesetimbangan kimia. Sebagai contoh kalau kita menginginkan memperkirakan secara kualitatif pada kondisi yang bagaimana agar diperoleh produksi reaksi yang berlebih berdasarkan pada sistem kesetimbangan tersebut. Apakah reaksi tersebut harus dilakukan pada temperatur tinggi atau rendah?, apakah pada tekanan tinggi atau rendah?. Pertanyaan-pertanyaan tersebut akan terjawab dengan menerapkan asas Le Chatelier.

Asas Le Chatelier adalah bila dilakukan aksi pada suatu kesetimbangan, maka sistem itu cenderung berubah sedemikian untuk mengurangi akibat aksi itu. Selanjutnya akan dibahas bagaimanakah pengaruh-pengaruh dari luar seperti konsentrasi, tekanan/volume dan suhu terhadap sistem kesetimbangan kimia.

1. Perubahan Konsentrasi

Perhatikan pada sistem kesetimbangan reaksi pada suhu tertentu

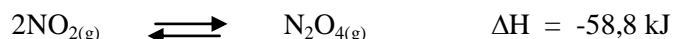


Jika kita tambahkan H_2 ke dalam sistem, maka konsentrasi H_2 meningkat akibatnya perkalian konsentrasi reaktan membesar sehingga perbandingan produk reaksi terhadap reaktan lebih kecil dari pada harga K , dalam hal ini kesetimbangan terganggu. Untuk mencapai kesetimbangan kembali maka sebagian H_2 akan bereaksi dengan I_2 membentuk HI. Demikian pula sebaliknya, bila H_2 atau I_2 dikurangi untuk menjaga sistem tetap setimbang maka sebagian HI akan terurai menjadi H_2 atau I_2 .

2. Pengaruh Temperatur pada Sistem Kesetimbangan

Selama ini yang kita pelajari pada sistem kesetimbangan berlangsung pada suhu tetap. Seperti konsentrasi reaktan dan produk, suhu juga dapat mempengaruhi pergeseran sistem setimbang. Namun perlakuan variasi suhu mempunyai pengaruh yang berbeda dibandingkan dengan pengaruh variasi konsentrasi.

Pengaruh suhu terhadap pergeseran kesetimbangan bergantung pada jenis reaksinya. Sebagai contoh, pada reaksi eksoterm untuk pembentukan N_2O_4 dari NO_2 .



Pada reaksi di atas bila suhu diturunkan maka kesetimbangan bergeser kearah eksotermik agar tercapai sistem kesetimbangan yang baru. Secara kualitatif pergeseran kesetimbangan pada reaksi tersebut ditunjukkan oleh perubahan warna coklat dari NO_2 menjadi tak berwarna dari N_2O_4 . Sebaliknya bila suhu dinaikkan kesetimbangan bergeser kearah endotermik (ke kiri).

3. Pengaruh Tekanan dan Volume pada Sistem Kesetimbangan

Pada temperatur tetap, perubahan volume pada sistem juga menyebabkan perubahan tekanan dan sebaliknya. Pengaruh tekanan atau volume terhadap kesetimbangan reaksi hanya berlaku pada fasa gas sementara pada sistem cair dan padat tidak ada pengaruh karena fasa cair dan padat sulit dikompresi.

Perhatikan pada sistem kesetimbangan reaksi pembentukan amoniak pada suhu tertentu,



Jika pada sistem kesetimbangan tersebut secara tiba-tiba tekanan dinaikkan, maka tabrakan antara molekul-molekul N_2 dan H_2 makin intensif dan akhirnya membentuk NH_3 . arah pergeseran kesetimbangan kearah pembentukan NH_3 (dalam hal ini memperkecil volume) sebagai respon dari tekanan yang diperbesar pada sistem. Dengan kata lain, bila pada sistem tekanannya diperbesar maka kesetimbangan bergeser kearah jumlah koefisien reaksi yang lebih kecil, tetapi senaliknya bila sistem tekanannya diperkecil maka kesetimbangan akan bergeser kearah jumlah koefisien reaksi yang lebih besar.

G. TERMODINAMIKA dan KESETIMBANGAN KIMIA

Apakah suatu reaksi akan atau tidak berlangsung tergantung dua faktor :

a). *Faktor entalpi reaksi* : ΔH_r yang negatif (reaksi endoterm) membantu reaksi ke kanan, ΔH_r yang positif (reaksi endoterm) membantu reaksi ke kiri.

b). *Faktor entropi reaksi* : entropi S adalah faktor kebolehjadian (probability factor). Secara umum entropi gas \gg entropi cairan $>$ entropi zat padat. Satuan entropi S, adalah $JK^{-1} mol^{-1}$. Dari termodinamika, defenisi entropi adalah :

$$dS = dq_{rev}/T \quad (18)$$

q_{rev} adalah panas yang ditambahkan pada sistem secara reversibel. Entropi standar senyawa atau unsur kimia, S° , bersama nilai ΔH_f° terdapat dalam tabel sifat-sifat termodinamik (lampiran).

Dua faktor tersebut, entalpi dan entropi, digabungkan menjadi kebesaran termodinamik *energi bebas* atau *energi Gibbs*, G . Untuk proses atau reaksi yang berlangsung pada suhu tetap (proses isoterm).

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \quad (19)$$

Energi standar bebas pembentukan suatu senyawa, ΔG_f° , juga terdapat dalam tabel sifat-sifat termodinamik. Untuk suatu reaksi, kalau perbedaan energi bebas reaksi negatif, reaksi akan berlangsung ke kanan, kalau positif, reaksi akan berlangsung ke kiri.

$$\Delta G_{reaksi}^\circ = \sum(\Delta G_f^\circ)_{\text{hasil reaksi}} - \sum(\Delta G_f^\circ)_{\text{pereaksi}} \quad (20)$$

ΔG_{reaksi}° dapat dihitung dari persamaan (20), nilai ΔG_f° hasil reaksi dan pereaksi dari tabel, atau dari persamaan (19) untuk reaksi:

$$\Delta G_{reaksi}^\circ = \Delta H_{reaksi}^\circ - T\Delta S_{reaksi}^\circ \quad (21)$$

Perubahan energi bebas suatu reaksi berkaitan dengan quosien reaksi, Q yaitu:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q \quad (22)$$

$$\text{atau } \Delta G = \Delta G^\circ + 2,303 RT \log Q \quad (23)$$

pada keadaan kesetimbangan $Q = K$, dimana pada saat tersebut pereaksi dan produk reaksi mempunyai energi bebas yang sama, sehingga $\Delta G = 0$.

$$\Delta G^{\circ} = - RT \ln K \quad (24)$$

$$\Delta G^{\circ} = - 2,303 RT \log K \quad (25)$$

$$\text{atau } \ln K = - \frac{\Delta G^{\circ}}{RT} \quad (26)$$

$$K = e^{-\Delta G^{\circ}/RT} \quad (27)$$

H. TETAPAN KESETIMBANGAN DAN DERAJAD DISSOSIASI

Derajat disosiasi, α yaitu menunjukkan jumlah zat yang terurai atau terbentuk yang dinyatakan dalam persen. Pada sistem kesetimbangan reaksi kimia dengan kondisi tertentu, derajat disosiasi dapat ditentukan berdasarkan persamaan reaksi kimia yang telah diketahui secara pasti.

Contoh:

Pada persamaan reaksi penguraian nitrosil bromida, NOBr menurut reaksi sebagai berikut:



Jika NOBr sebanyak 1,79g dimasukkan ke dalam wadah 1 L dan dipanaskan pada suhu 100°C, tekanan kesetimbangan adalah 0,657 atm, maka hitung (a) tekanan parsial masing-masing gas, (b) harga K_p dan (c) derajat disosiasi NOBr.

Jawab:

$$M_r \text{ NOBR} = 109,9 \quad 1,79 \text{ g NOBr} = 1,635 \cdot 10^{-2} \text{ mol NOBr}$$

Sistem gas dianggap ideal, maka berlaku $pV = nRT$. Konsider pada keadaan setimbang adalah $p = 0,657 \text{ atm}$, $V = 1 \text{ L}$ dan $T = 373 \text{ K}$. $0,657 \text{ atm} = 0,657 \times 101.325 = 66570 \text{ Pa}$, $1 \text{ L} = 10^{-3} \text{ m}^3$, dengan demikian jumlah mol, n adalah

$$n = \frac{0,657 \times 101325 \cdot 10^{-3} \text{ l}}{8,314 \times 373} = 2,15 \times 10^{-2} \text{ mol}$$

Jumlah mol untuk masing-masing spesi pada saat kesetimbangan adalah:

$$\text{NOBr} = (1 - \alpha) \cdot 1,635 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{NO} = (\alpha) \cdot 1,635 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{Br}_2 = (1/2 \alpha) \cdot 1,635 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{Jumlah} = (1 + 1/2 \alpha) 1,635 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 2,15 \times 10^{-2} \text{ mol} \quad \alpha = 0,64$$

Jadi jumlah mol masing-masing spesi adalah:

- $\text{NOBr} = (1 - \alpha) \cdot 1,635 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 5,9 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$
- $\text{NO} = (\alpha) \cdot 1,635 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 1,04 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$
- $\text{Br}_2 = (1/2 \alpha) \cdot 1,635 \cdot 10^{-2} \text{ mol} = 5,2 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$

$$a. p_{\text{NOBr}} = \frac{n_{\text{NOBr}}}{n_t} P_t = \frac{5,9 \cdot 10^{-3}}{2,15 \cdot 10^{-2}} \times 0,657 \text{ atm} = 0,180 \text{ atm}$$

$$p_{\text{NO}} = \frac{n_{\text{NO}}}{n_t} P_t = \frac{1,04 \cdot 10^{-2}}{2,15 \cdot 10^{-2}} \times 0,657 \text{ atm} = 0,319 \text{ atm}$$

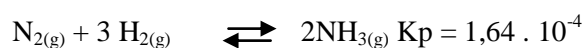
$$p_{\text{Br}_2} = \frac{n_{\text{Br}_2}}{n_t} P_t = \frac{5,2 \cdot 10^{-3}}{2,15 \cdot 10^{-2}} \times 0,657 \text{ atm} = 0,159 \text{ atm}$$

$$b. K_p = \frac{0,319 \times (0,159)^{1/2}}{0,180} = 0,707$$

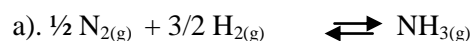
d. Derajat disosiasi adalah $\alpha = 0,64$

I. PERHITUNGAN KESETIMBANGAN KIMIA

1. Diketahui untuk reaksi:



Hitunglah K_p untuk reaksi:



Jawab:

$$K_p = \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} P_{\text{H}_2}^3} = 1,64 \cdot 10^{-4}$$

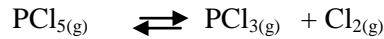
a. Untuk persamaan reaksi di point (a) berlaku:

$$K_{Pa} = \sqrt{\frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} P_{\text{H}_2}^3}} = 1,64 \cdot 10^{-4} = 1,28 \cdot 10^{-2}$$

b. Untuk persamaan reaksi point (b) merupakan kebalikan reaksi dari soal, dengan demikian berlaku

$$K_{Pb} = (K_p)^{-1} = 6,1 \cdot 10^{-5}$$

2. Diketahui kesetimbangan reaksi penguraian sebagai berikut:



Hitung harga K_c pada 25 °C, jika diketahui $K_p = 1,78$

$$K_p = K_c \cdot (RT)^{\Delta n} \quad K_c = \frac{K_p}{(RT)^{\Delta n}} \quad \Delta n_{(g)} = 2 - 1 = 1$$

$$K_c = \frac{1,78}{(0,082) \cdot (523)} = 0,0415$$

3. Dalam reaksi gas-gas, reaksinya dapat dituliskan sebagai berikut:

Yang berlangsung pada 300 K, tekanan gas B_2 dipelihara tetap pada 0,54 atm. Bila energi bebas pembentukan, ΔG_f° dari $2AB_{2(g)} = 131,4$ kJ/mol dan dari $AB_{(g)} = -128,9$ kJ/mol, berapakah perbandingan tekanan AB_2 dan AB pada saat reaksi mencapai kesetimbangan?. Gunakan $e = 2,72$, $R = 8,314$ Jmol⁻¹K⁻¹.

Jawab:

$$\Delta G^\circ = \{2(-131,4) - 2(-128,9)\} \text{kJ/mol} = -5,020 \text{ kJ/mol} = -5,020 \text{ J/mol}$$

$$\ln K = -\frac{\Delta G^\circ}{RT} = \frac{5020}{8,314 \times 300} = 2,0 \quad K = e^{2,0} = 7,39$$

$$K = \frac{p_{AB_2}^2}{p_{AB}^2 \cdot p_B}$$

$$\frac{p_{AB_2}^2}{p_{AB}^2} = K p_{B_2} = 0,54 \times 7,39 = 4,0 \quad \frac{p_{AB_2}}{p_{AB}} = 2$$

Latihan:

1. Dalam industri, gas hydrogen dibuat melalui reaksi: $\text{CO}(g) + \text{H}_2\text{O}(g) \rightleftharpoons \text{CO}_2(g) + \text{H}_2(g)$ $K_p = 4,9$ pada saat keeseimbangan, tekanan parsial CO dan H_2O adalah 0,1 atm, sedangkan tekanan parsial CO_2 adalah 0,7 atm. Tentukan tekanan total gas pada saat keseimbangan.
2. Sebanyak 1 mol gas hidrogen dan 1 mol gas iodium dimampatkan dalam wadah 2 L pada temperatur tertentu. Tetapan kesetimbangan sama dengan 64,0. Hitung berapa mol gas hidrogen, iodium, dan asam iodida pada saat setimbang!
3. Sejumlah gas PCl_5 ditempatkan dalam suatu wadah ukuran 1 L pada suhu 200 °C. Jika derajat disosiasinya 0,574 dan tekanan total 0,5 atm, maka hitung berapa K_p -nya?

4. Sejumlah gas N_2O_4 ditempatkan di dalam suatu wadah dengan suhu $150\text{ }^\circ\text{C}$. Tekanan total pada kesetimbangan adalah $0,64\text{ atm}$, derajat disosiasi $0,40$. Hitung K_p dan $\Delta G^\circ_{\text{reaksi}}$ -nya pada suhu tersebut!
5. Hitung K pada temperatur standar untuk reaksi: $N_2(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$
Jika diketahui $\Delta H^\circ_f(\text{NO}) = 90,3\text{ kJ/mol}$, $S^\circ(\text{NO}) = 210,7\text{ J/molK}$, $S^\circ(N_2) = 191,5\text{ J/molK}$, $S^\circ(O_2) = 205,0\text{ J/molK}$!
6. Jika untuk reaksi kesetimbangan $N_2O_4(g) \rightleftharpoons 2NO_2(g)$ dengan derajat disosiasi α dan tekanan total $P\text{ atm}$. Bagaimana ungkapan reaksinya?
7. Pada suhu $300\text{ }^\circ\text{K}$, reaksi $A(g) + B(g) \rightleftharpoons AB(g)$ mempunyai harga $K_p = e^{3,37}$. Jika ΔH° reaksi adalah $-1,9\text{ kJ}$, maka hitung berapa ΔS° !
8. Terangkan bagaimana keadaan produk reaksi di bawah ini jika tekanan dinaikkan!
 - a. $N_2(g) + 2O_2(g) \rightleftharpoons NO_2$
 - b. $2CO_2(g) \rightleftharpoons 2CO(g) + O_2(g)$
 - c. $4HCl(g) + O_2(g) \rightleftharpoons 2Cl_2(g) + 2H_2O(g)$
 - d. $2NH_3(g) \rightleftharpoons 3H_2(g) + N_2(g)$
9. Methanol, CH_3OH , dapat diproduksi dari gas karbomonoksida (CO) dengan gas hidrogen (H_2) pada temperatur 300°C dan tekanan 300 atm dengan bantuan katalis seng oksida (ZnO) dan krom oksida (CrO). Entalpi reaksi ini pada keadaan standar adalah $-92,5\text{ kJ/mol}$.
 - a. tuliskan persamaan reaksi sintesis methanol tersebut.
 - b. untuk meningkatkan produksi methanol, kondisi apa saja yang harus di atur?
 - c. bila proses dilakukan pada temperature di atas 1000°C apa yang akan terjadi?
 - d. umumnya sintesis dilakukan dengan menggunakan gas hydrogen berlebih, apa manfaatnya?
 - e. apa manfaat katalis pada reaksi tersebut? berapa banyak katalis yang harus digunakan pada reaksi tersebut?