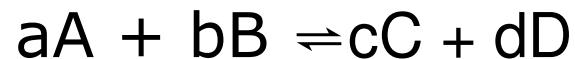




Keseimbangan Kimia

Keseimbangan Kimia

- Untuk persamaan reaksi kimia umum:



Jika A dan B direaksikan, pada suatu titik akan tercapai dimana tak terdapat perubahan lebih lanjut dalam sistem, titik ini disebut keseimbangan.

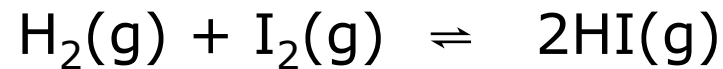
- Keseimbangan kimia adalah suatu keseimbangan dinamik. Spesi-spesi dalam reaksi terus terbentuk secara konstan namun tanpa terjadi perubahan total dalam konsentrasi sistem.

Kesetimbangan Kimia

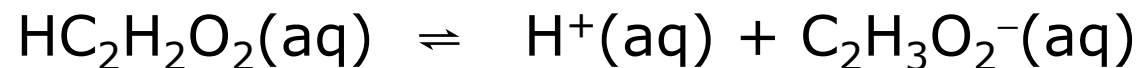
- Kesetimbangan Homogen

- Kesetimbangan yang hanya melibatkan satu fasa yang sama.

- Contoh: semua spesi berada dalam fasa gas:



- Contoh: semua spesi berada dalam larutan:



- Tahap-tahap dasar: untuk reaksi umum

$\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C}$, maka reaksi dapat dibagi dalam 3 tahap: pencampuran awal, daerah kinetik, daerah kesetimbangan.

Kesetimbangan Kimia

- Pencampuran Awal

- Ketika A dan B mulai bereaksi, produk C belum terbentuk. Reaksi berlangsung sebagai:



Hal ini hanya terjadi pada tahap awal sekali dalam reaksi.

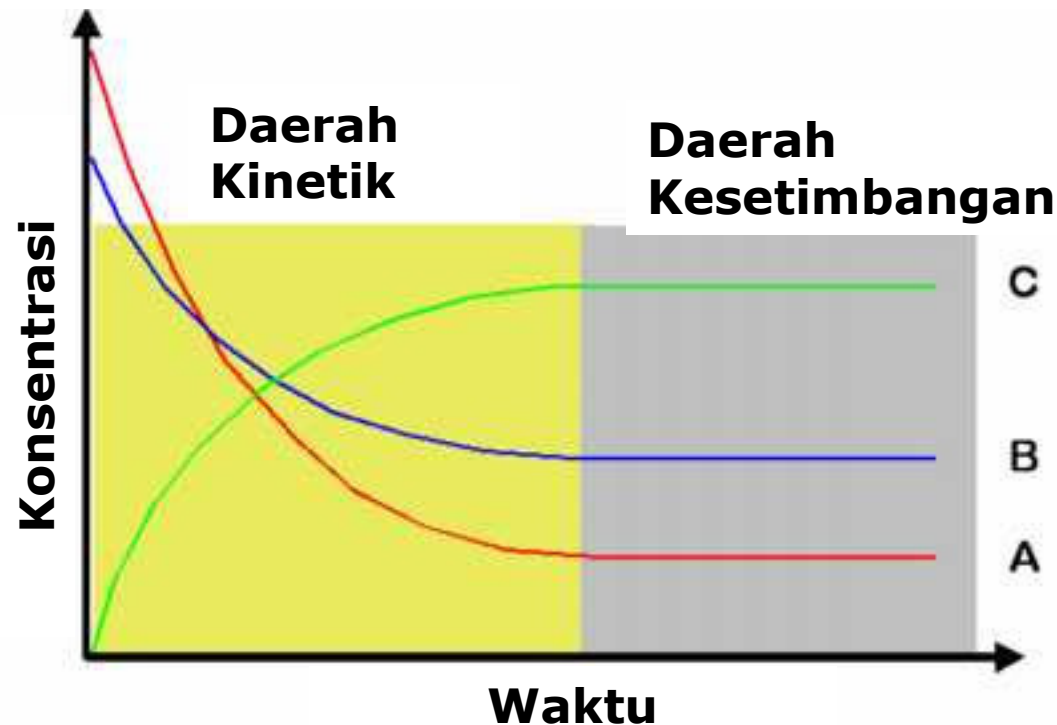
- Daerah Kinetik

- Segera setelah C terbentuk, reaksi kebalikan mungkin bisa terjadi. Secara keseluruhan konsentrasi total C mulai bertambah. Ketika hampir mencapai kesetimbangan, laju reaksi pembentukan produk makin lambat.



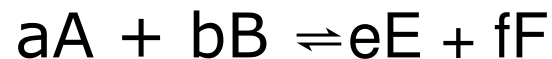
Kesetimbangan Kimia

- Daerah Kesetimbangan
 - Suatu titik akhirnya tercapai dimana reaksi pembentukan produk dan reaksi kebalikannya terjadi dengan laju reaksi yang sama. Pada saat ini tak ada perubahan dalam konsentrasi setiap spesi. $A + B \rightleftharpoons C$.



Tetapan Kesetimbangan

- Untuk reaksi kimia umum:



tetapan kesetimbangan dapat dituliskan sebagai:

$$K_c = \frac{[E]^e [F]^f}{[A]^a [B]^b}$$

Dengan K_c adalah tetapan kesetimbangan untuk reaksi kesetimbangan homogen

$[]^n$ adalah konsentrasi semua spesi dipangkatkan dengan koefisien dalam persamaan reaksi yang setara.

Tetapan Kesetimbangan

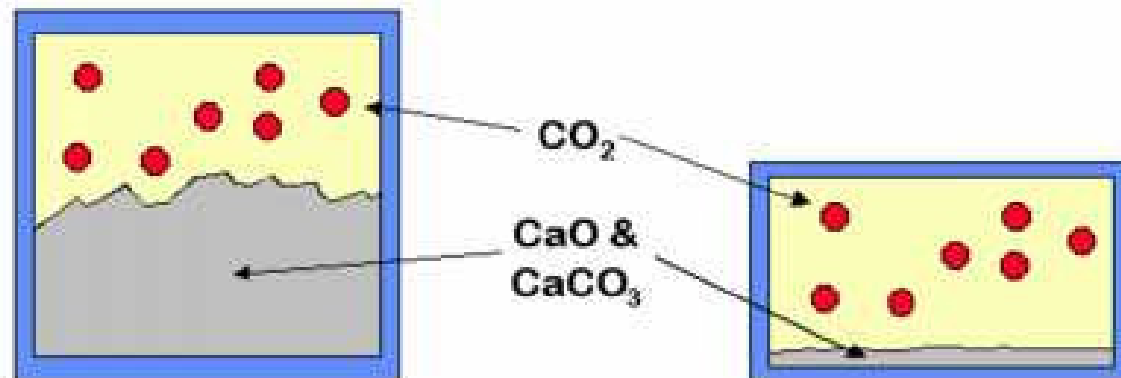
○ Kesetimbangan Heterogen

- Kesetimbangan yang melibatkan lebih dari satu fasa.
- Contoh: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightleftharpoons \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- Penulisan tetapan kesetimbangan untuk sistem heterogen tidak melibatkan konsentrasi zat padat atau zat cair murni, karena aktivitas zat padat dan zat cair murni sama dengan 1.

$$K_c = [\text{CO}_2]$$

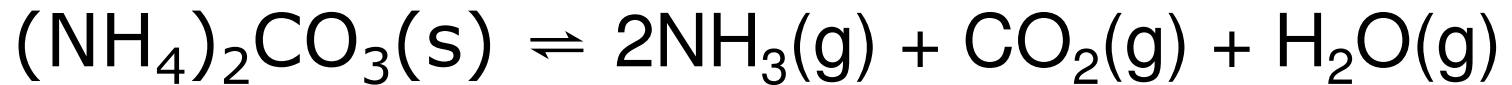
Tetapan Kesetimbangan

- Kesetimbangan heterogen
 - Pada penulisan tetapan kesetimbangan, zat padat dan cair murni tak dikutsertakan karena konsentrasinya tidak bervariasi. Nilainya sudah ikut termaasuk dalam nilai K.
 - Selama temperatur konstan dan terdapat sejumlah zat padat, jumlah zat padat yang ada tidak mempengaruhi kesetimbangan.



Penulisan Tetapan Kesetimbangan

- Contoh: tuliskan tetapan kesetimbangan reaksi



- Jawab: $K_c = [\text{NH}_3]^2[\text{CO}_2][\text{H}_2\text{O}]$

- Tidak ada hubungan yang jelas antara laju reaksi dengan besarnya tetapan kesetimbangan, namun apabila nilai tetapan kesetimbangan sangat besar, maka reaksi akan berlangsung bertahun-tahun untuk mencapai kesetimbangan pada suhu kamar. Contoh: reaksi $\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, $K_c = 2,9 \times 10^{31}$.

Penentuan Tetapan Kesetimbangan

- Tetapan kesetimbangan dapat ditentukan dari percobaan. Jika konsentrasi awal semua reaktan diketahui, hanya cukup diketahui satu nilai konsentrasi spesi pada kesetimbangan, maka nilai K_c bisa dihitung.
- Contoh: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$. Jika pada 425,4 °C konsentrasi awal diketahui: $\text{H}_2(\text{g})$ 0,00500 M; $\text{I}_2(\text{g})$ 0,01250 M dan $\text{HI}(\text{g})$ 0,00000 M. Sedangkan pada kesetimbangan diperoleh konsentrasi iod adalah 0,00772 M.

Penentuan Tetapan Kestimbangan

- Pada kesetimbangan:
 - $I_2(g) = 0,00772 \text{ M}$
 - $HI(g) = 2 \times \text{konsentrasi } I_2 \text{ yang bereaksi} = 2 \times (0,01250 - 0,00772)\text{M} = 2 \times 0,00478\text{M} = 0,00956 \text{ M}$
 - $H_2(g) = \text{konsentrasi awal } H_2 \text{ dikurangi konsentrasi } I_2 \text{ yang bereaksi} = (0,00500 - 0,00478)\text{M} = 0,00022 \text{ M}$

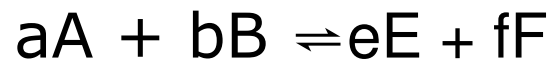
$$K_c = \frac{[HI]^2}{[H_2][I_2]} = \frac{(0,00956)^2}{(0,00022)(0,00772)} \\ = 54$$

Tekanan Parsial dan Tetapan Kesetimbangan

- Pada temperatur tetap, tekanan suatu gas sebanding dengan kemolarannya.
- Ingat, untuk gas ideal: **$PV = nRT$** ; dan **molaritas: $M = \text{mol/liter}$ atau n/V** .
- Sehingga: **$P = RTM$**
- Dengan R adalah tetapan gas dan T adalah temperatur dalam kelvin.

Tekanan Parsial dan Tetapan Kesetimbangan

- Untuk reaksi kesetimbangan yang melibatkan gas, tekanan parsial dapat digunakan sebagai pengganti konsentrasi

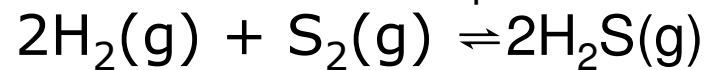


$$K_p = \frac{P_E^e P_F^f}{P_A^a P_B^b}$$

- K_p digunakan ketika tekanan parsial dituliskan dalam satuan atmosfer. Secara umum, $K_p = K_c$, pada kasus tertentu: $K_p = K_c(RT)^{\Delta n_g}$; dimana $\Delta n_g = (e+f) - (a+b)$.

Tekanan Parsial dan Tetapan Kesetimbangan

- Untuk reaksi kesetimbangan berikut, $K_c = 1,10 \times 10^7$ pada 700°C . Berapa nilai K_p ?



- Jawab:

- $K_p = K_c(RT)^{\Delta n_g}$
- $T = 700 + 273 = 973 \text{ K}$
- $R = 0,08206 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\text{K}^{-1}$
- $\Delta n_g = 2 - (2+1) = -1$

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

$$= 1.10 \times 10^7 \left[(0.08206 \frac{\text{atm}\cdot\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{K}}) (973 \text{ K}) \right]^{-1}$$

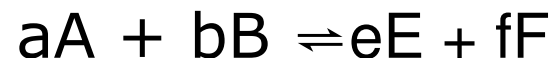
$$= 1.378 \times 10^5$$



Perhitungan Kesetimbangan

- Kita dapat meramal arah reaksi dengan menghitung kuosien reaksi.

- Kuosien reaksi, Q , untuk reaksi:



$$Q = \frac{[E]^e [F]^f}{[A]^a [B]^b}$$

- Kuosien reaksi, Q , memiliki bentuk yang sama dengan K_c , namun perbedaannya adalah bahwa Q berlaku untuk semua jenis konsentrasi pada kondisi apa saja, bukan hanya konsentrasi pada saat kesetimbangan.

Kuosien Reaksi

- Setiap tahap dengan konsentrasi tertentu dapat dihitung nilai Q -nya. Dengan membandingkan nilai Q dengan K_c , kita bisa meramalkan arah reaksi:
 - $Q < K_c$: reaksi pembentukan produk akan berlangsung.
 - $Q = K_c$: tidak terjadi perubahan, terjadi kesetimbangan.
 - $Q > K_c$: Reaksi penguraian produk menjadi reaktan akan berlangsung

Contoh Kuosien Reaksi

- Untuk reaksi: $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$, nilai K_c adalah 54 pada $425,4\text{ }^\circ\text{C}$. Jika terdapat campuran sebagai berikut, ramalkan arah reaksi:
 $[\text{H}_2] = 4,25 \times 10^{-3}\text{M}$; $[\text{I}_2] = 3,97 \times 10^{-1}\text{ M}$; $[\text{HI}] = 9,83 \times 10^{-2}\text{M}$.
- Jawab: karena nilai $Q < K_c$, dan sistem bukan dalam kesetimbangan, maka reaksi akan berlangsung ke arah pembentukan produk.

$$Q = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{(9,83 \times 10^{-2})^2}{(4,25 \times 10^{-3})(3,97 \times 10^{-1})}$$
$$= 5,73$$

Menghitung Konsentrasi pada Kesetimbangan

- Jika stoikiometri dan nilai K_c untuk suatu reaksi diketahui, maka penghitungan konsentrasi kesetimbangan untuk semua spesi bisa dilakukan.

- Contoh: suatu sampel COCl_2 mengalami dekomposisi. Nilai K_c untuk reaksi



adalah $2,2 \times 10^{-10}$ pada 100°C . Jika konsentrasi awal COCl_2 adalah $0,095\text{ M}$, berapa konsentrasi kesetimbangan untuk tiap spesi yang terlibat dalam reaksi?

Menghitung Konsentrasi pada Kesetimbangan

	$\text{COCl}_2(\text{g})$	$\text{CO}(\text{g})$	$\text{Cl}_2(\text{g})$
Konsentrasi awal, M	0.095	0.000	0.000
Perubahan konsentrasi, bereaksi	- X	+ X	+ X
Konsentrasi Kesetimbangan, M	(0.095 - X)	X	X

$$K_c = \frac{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} = \frac{X^2}{(0.095 - X)}$$

Menghitung Konsentrasi pada Kesetimbangan

$$K_c = 2.2 \times 10^{-10} = \frac{X^2}{(0.095 - X)}$$

Penataan ulang menghasilkan:

$$X^2 + 2.2 \times 10^{-10} X - 2.09 \times 10^{-11} = 0$$

Ini adalah persamaan kuadrat yang bisa diselesaikan secara matematis

Menghitung Konsentrasi pada Kesetimbangan

$$\underset{\text{a}}{X^2} + \underset{\text{b}}{2.2 \times 10^{-10}} X - \underset{\text{c}}{2.09 \times 10^{-11}} = 0$$

$$X = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$X = \frac{-2.2 \times 10^{-10} + [(2.2 \times 10^{-10})^2 - (4)(1)(-2.09 \times 10^{-11})]^{1/2}}{2}$$

$$X = 9.1 \times 10^{-6} \text{ M}$$

Menghitung Konsentrasi pada Kesetimbangan

- Sekarang kita telah mengetahui nilai x , sehingga konsentrasi spesi dapat diketahui:
 - $\text{COCl}_2 = 0,095 - x = 0,095 \text{ M}$
 - $\text{CO} = x = 9,1 \times 10^{-6} \text{ M}$
 - $\text{Cl}_2 = x = 9,1 \times 10^{-6} \text{ M}$
 - Dalam hal ini perubahan konsentrasi COCl_2 diabaikan karena sangat kecil dibandingkan konsentrasi awal.

Meramalkan Pergeseran kesetimbangan

- Prinsip Le Chatelier: ketika suatu sistem dalam kesetimbangan diberikan stress, maka sistem tersebut akan bereaksi untuk menghilangkan stress tersebut.
- Posisi kesetimbangan kimia akan bergeser ke suatu arah untuk menghilangkan stress.
$$aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$$
- Contoh: penambahan A atau B atau penghilangan C atau akan menggeser kesetimbangan ke arah kanan reaksi.

Meramalkan Pergeseran kesetimbangan

- Konsentrasi pada kesetimbangan berdasarkan pada:
 - Kesetimbangan spesifik
 - Konsentrasi awal
 - Faktor lain seperti:
 - Temperatur
 - Tekanan
 - Kondisi reaksi spesifik
 - Perubahan salah satu atau beberapa kondisi di atas akan menimbulkan stress pada sistem sehingga terjadi pergeseran kesetimbangan.

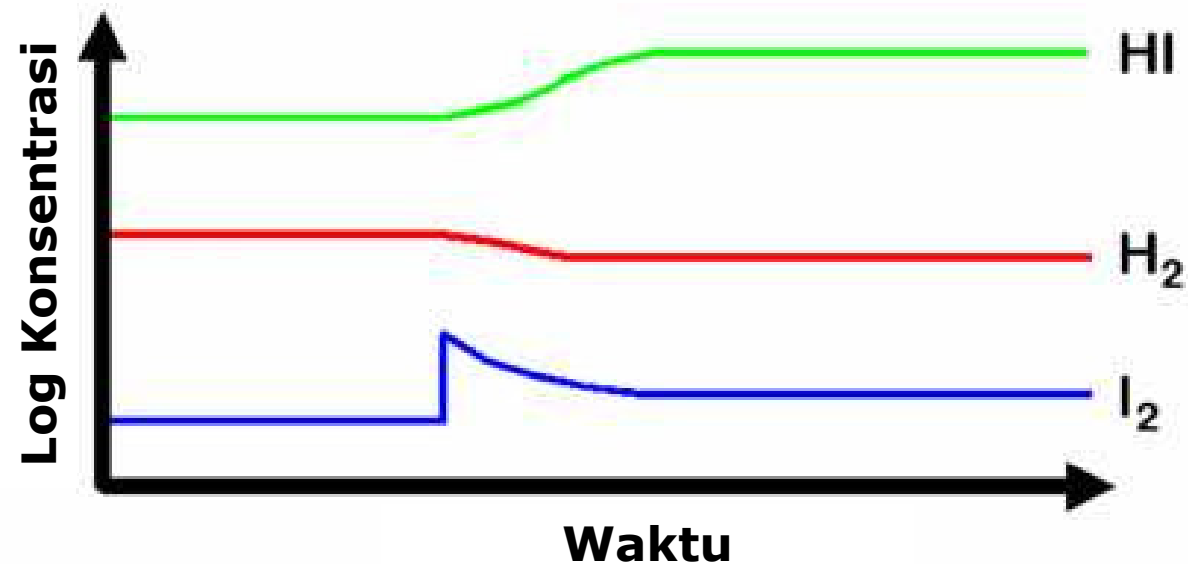


Perubahan Konsentrasi

- Perubahan konsentrasi tidak mengubah nilai tetapan kesetimbangan pada temperatur tetap.
- Ketika suatu materi ditambahkan ke dalam sistem kesetimbangan, kesetimbangan akan bergeser dari sisi yang ditambahkan.
- Ketika suatu materi dihilangkan dari sistem kesetimbangan, maka kesetimbangan akan bergeser ke arah sisi yang kehilangan.

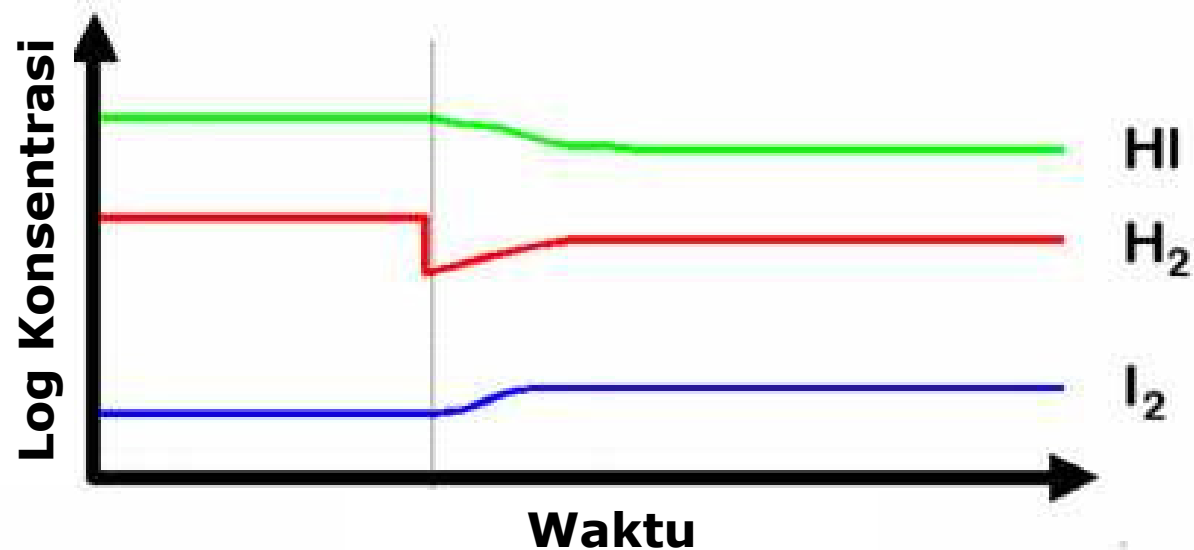
Perubahan Konsentrasi

- Contoh. I_2 ditambahkan ke dalam campuran kesetimbangan. Sistem akan menyesuaikan semua konsentrasi untuk membuat sistem kesetimbangan baru dengan nilai K_c sama.



Log Konsentrasi

- Contoh. Sejumlah H_2 dihilangkan. Sistem akan menyesuaikan semua konsentrasi untuk membentuk sistem kesetimbangan baru dengan nilai K_c sama.



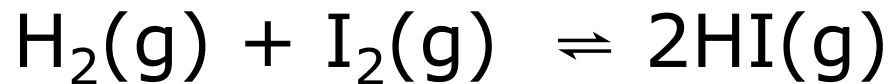


Perubahan Tekanan

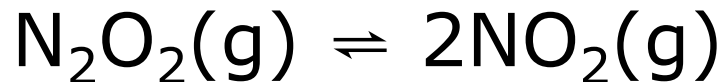
- Perubahan tekanan tidak mengubah besarnya nilai tetapan kesetimbangan pada temperatur tetap.
- Zat padat dan cair tidak dipengaruhi oleh perubahan tekanan.
- Perubahan tekanan dengan menambahkan suatu gas inert tidak akan menggeser kesetimbangan.
- Perubahan tekanan hanya mempengaruhi gas-gas yang merupakan bagian dari suatu sistem kesetimbangan.

Perubahan Tekanan

- Secara umum, kenaikan tekanan dengan cara penurunan volume akan menggeser kesetimbangan ke arah sisi yang memiliki jumlah mol lebih sedikit.



(tidak dipengaruhi oleh perubahan tekanan)



(kenaikan tekanan akan menggeser kesetimbangan ke kiri)

Perubahan Temperatur

- Perubahan temperatur biasanya akan mengubah nilai tetapan kesetimbangan
 - Nilai K_c dapat berkurang atau bertambah dengan kenaikan temperatur
 - Arah dan derajat perubahan reaksi bergantung pada reaksi spesifik (eksoterm atau endoterm). Kenaikan temperatur akan bergeser ke arah reaksi endotem.



T, °C	K_p
649	2.7×10^0
760	6.3×10^1
871	8.2×10^2
982	6.8×10^3



T, °C	K_p
227	9.0×10^{-2}
427	8.1×10^{-5}
627	1.3×10^{-6}
827	9.7×10^{-8}

Hubungan Temperatur dengan Tetapan Kesetimbangan K

- Dengan menghubungkan Hukum II Termodinamika mengenai energi bebas Gibbs dan kaitannya dengan persamaan gas ideal, maka diperoleh hubungan:

$$\Delta G = RT \ln(Q/K) = RT \ln Q - RT \ln K$$

Dengan memilih nilai Q pada keadaan standar, pada saat semua konsentrasi 1 M (atau tekanan 1 atm), maka nilai $\ln Q = 0$ dan $\Delta G = \Delta G^\circ$, sehingga:

$$\Delta G^\circ = - RT \ln K$$

Pada setiap kondisi selain sistem kesetimbangan, kespontanan reaksi dapat pula ditentukan:

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

Jadi, jika $Q < K$, $\ln Q/K < 0$, reaksi bergeser ke kanan ($\Delta G < 0$)

Jika $Q > K$, $\ln Q/K > 0$, reaksi bergeser ke kiri ($\Delta G > 0$)

Jika $Q = K$, $\ln Q/K = 0$, reaksi dalam kesetimbangan ($\Delta G = 0$)

Hubungan Temperatur dengan Tetapan Kesetimbangan K

- Dengan menggabungkan persamaan $\Delta G^\circ = -RT \ln K$ dengan $\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S$, diperoleh persamaan van't Hoff yang menunjukkan hubungan antara K dengan temperatur.

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = -\frac{\Delta H_{\text{rks}}^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

- Temperatur naik akan menaikkan nilai K_c untuk sistem dengan ΔH_{rks} positif (endoterm).
- Temperatur naik akan menurunkan nilai K_c untuk sistem dengan ΔH_{rks} negatif (eksoterm)

