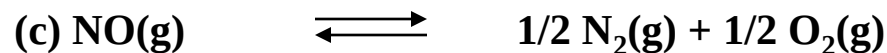
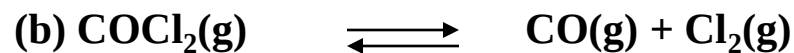
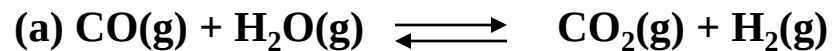


D6-1) Per quale delle seguenti reazioni la costante di equilibrio dipende dalle unita' di concentrazione?



$$a) \quad K = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]} \quad \text{No}$$

$$b) \quad K = \frac{[\text{CO}][\text{Cl}_2]}{[\text{COCl}_2]} \quad \text{Si}$$

$$c) \quad K = \frac{[\text{O}_2]^{1/2} [\text{N}_2]^{1/2}}{[\text{NO}]} \quad \text{No}$$

D6-2) Azoto ed idrogeno reagiscono formando ammoniaca secondo la reazione



Se una miscela dei tre gas fosse in equilibrio, quale sarebbe l'effetto sulla quantita' di NH_3 se

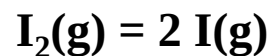
(a) la miscela venisse compressa;

(b) la temperatura crescesse;

(c) fosse introdotto dell'altro H_2 ?

- a) Se viene compressa l'equilibrio si sposta verso destra (prodotti). Perché ci sono un minor numero di moli. NH_3 aumenta.
- b) Il Processo è esotermico quindi un aumento della temperatura si oppone alla reazione, che si sposta verso sinistra (reagenti). NH_3 diminuisce.
- c) Una aggiunta di H_2 sposta l'equilibrio verso destra (prodotti). NH_3 aumenta.

D6-3) La costante di equilibrio della reazione



aumenta o diminuisce all'aumentare della temperatura? Perché?

Il processo è endotermico perché per separare una molecola diatomica c'è bisogno di energia.

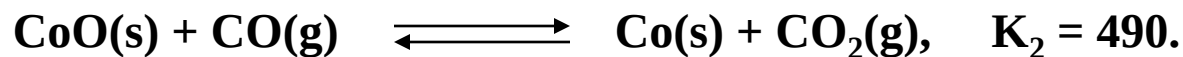
Quindi :

$$K = \frac{[I]^2}{[I_2]}$$

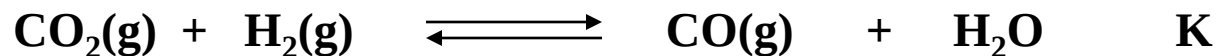
Se aumenta la temperatura la reazione si sposta a destra.

K aumenta.

D6-4) Le costanti di equilibrio delle seguenti reazioni sono state misurate a 823 °K:



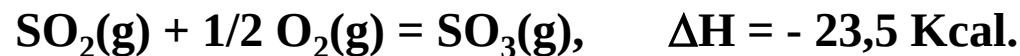
Da questi dati, si calcoli la costante di equilibrio della reazione



$$K_1 = \frac{[\text{H}_2\text{O}]}{[\text{H}_2]} \quad ; \quad K_{2i} = \frac{[\text{CO}]}{[\text{CO}_2]}$$

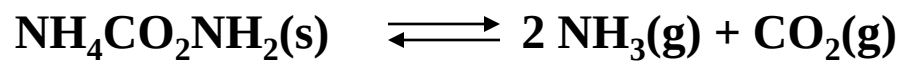
$$K = \frac{[\text{H}_2\text{O}][\text{CO}]}{[\text{H}_2][\text{CO}_2]} = K_1 \cdot K_{2i} = \frac{67}{490} = 0.14$$

D6-5) Si suggeriscano quattro modi in cui la concentrazione all'equilibrio di SO₃ possa venire aumentata in un recipiente chiuso se la sola reazione è

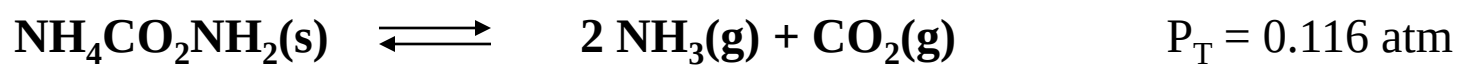


- a) Aumentando la pressione.**
- b) Se si aumenta la concentrazione di SO₂**
- c) Aumentando la concentrazione di O₂**
- d) Diminuendo la temperatura perché è un processo esotermico.**

D6-6) Il carbammato di ammonio solido, $\text{NH}_4\text{CO}_2\text{NH}_2$, si dissocia completamente in ammoniaca e diossido di carbonio quando evapora, come indica l'equazione



A 25 °C, la pressione totale dei gas in equilibrio con il solido è di 0,116 atm. Qual è la costante di equilibrio della reazione? Se si introduce 0,1 atm di CO_2 dopo aver raggiunto l'equilibrio, la pressione finale di CO_2 sarà maggiore o minore di 0,1 atm? La pressione di NH_3 aumenterà o diminuirà?



$$K = [\text{NH}_3]^2 [\text{CO}_2] \ ; \qquad K_{\text{p}} = P_{\text{NH}_3}^2 \cdot P_{\text{CO}_2}$$

$$P_{\text{NH}_3} = 2 \cdot P_{\text{CO}_2}$$

$$P_{\text{T}} = P_{\text{NH}_3} + P_{\text{CO}_2}$$

$$P_{\text{T}} = 2 \cdot P_{\text{CO}_2} + P_{\text{CO}_2} = 3 \cdot P_{\text{CO}_2} \qquad \longrightarrow \qquad P_{\text{CO}_2} = \frac{P_{\text{T}}}{3}$$

$$K_p = P_{\text{NH}_3}^2 \cdot P_{\text{CO}_2} = (2 \cdot P_{\text{CO}_2})^2 \cdot P_{\text{CO}_2} = 4 \cdot P_{\text{CO}_2}^3$$

$$K_p = 4 \left(\frac{P_T}{3} \right)^3 = 4 \frac{0.116^3}{27} = 2.31 \cdot 10^{-4}$$

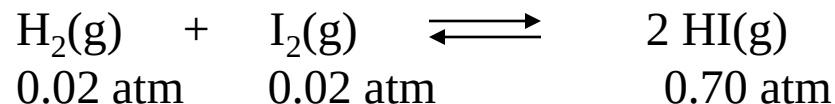
La pressione di CO_2 sarà maggiore di 0.1 atm

La pressione di NH_3 diminuirà. (Principio di Le Chatelier).

D6-7) Per la reazione



In una miscela costituita da 0.70 atm e 0.02 atm ciascuna di H_2 e I_2 a 699K avviene realmente qualche reazione? Se così fosse HI si consumerà o si formerà ?



$$K = 55.3 ; \quad K_p = K \qquad PV = nRT ; \quad \frac{n}{V} = \frac{P}{RT} ; \quad \frac{n}{V} = M$$

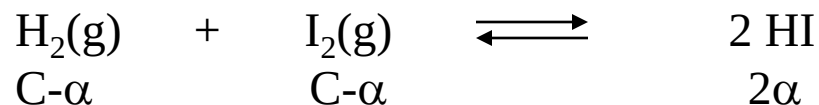
$$Q = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = \frac{\left(\frac{P_{\text{HI}}}{RT}\right)^2}{\frac{P_{\text{H}_2}}{RT} \frac{P_{\text{I}_2}}{RT}} = \frac{P_{\text{HI}}^2}{P_{\text{H}_2} \cdot P_{\text{I}_2}} = \frac{0.7^2}{0.02 \cdot 0.02} = 1225$$

Il valore Q è maggiore di K quindi l'equilibrio si sposta a sinistra e si consumerà HI.

D6-8) L'idrogeno e lo iodio reagiscono a 699K, secondo



Se 1,00 mole di H_2 e 1,00 mole di I_2 sono posti in un recipiente da 1 litro e fatti reagire, quanto acido iodidrico sarà presente all'equilibrio? A 699K, $k = 55,3$.



$$K = \frac{[\text{HI}]^2}{[\text{H}_2][\text{I}_2]} = 55.3;$$

$$K = \frac{(2\alpha)^2}{(C-\alpha)(C-\alpha)} = 55.3$$

Svolgendo l'espressione:

$$4\alpha^2 = K(C^2 + \alpha^2 - 2C\alpha)$$

$$4\alpha^2 = KC^2 + K\alpha^2 - 2KC\alpha; \quad 0 = KC^2 + K\alpha^2 - 2KC\alpha - 4\alpha^2$$

Riordinando

$$K\alpha^2 - 4\alpha^2 - 2KC\alpha + KC^2 = 0$$

Raggruppando

$$(K-4)\alpha^2 - 2KC\alpha + KC^2 = 0$$

$$(K - 4)\alpha^2 - 2KC\alpha + KC^2 = 0$$

Otteniamo una equazione di secondo grado, e risolvendo in α

$$ax^2 + bx + c = 0$$

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

$$\alpha = \frac{2KC \pm \sqrt{(2KC)^2 - 4(K - 4)KC^2}}{2(K - 4)}$$

Sostituendo i valori di K e C

$$\alpha = \frac{2 \cdot 55.3 \pm \sqrt{(110.6)^2 - 4 \cdot 51.3 \cdot 55.3}}{2 \cdot 51.3}$$

$$\alpha = \frac{110.6 \pm 29.75}{102.6} = \begin{cases} \rightarrow 1.36 (\text{impossibile}) \\ \rightarrow 0.788 \end{cases}$$

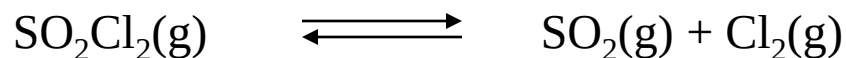
$\alpha = 0.788$ moli e come il volume è un litro

$$[\text{HI}] = 2\alpha = 2 \cdot 0.788 = 1.576 \text{ M}$$

$$\text{PM HI} = 126.9 + 1.0 = 127.9$$

$$\text{g di HI} = \text{moli} \cdot \text{PM} = 1.576 \cdot 127.9 = 202.1 \text{ g}$$

D6-9) A 375K, la costante di equilibrio K_p della reazione



è 2,4 se le pressioni vengono espresse in atmosfere. Si supponga che 6,7 g di SO_2Cl_2 siano posti in un pallone da 1 litro e che la temperatura venga innalzata a 375K.

Quale sarebbe la pressione di SO_2Cl_2 se non si dissociasse per nulla? Quali sono le pressioni di SO_2 , Cl_2 e SO_2Cl_2 all'equilibrio?

$$K_p = 2.4$$

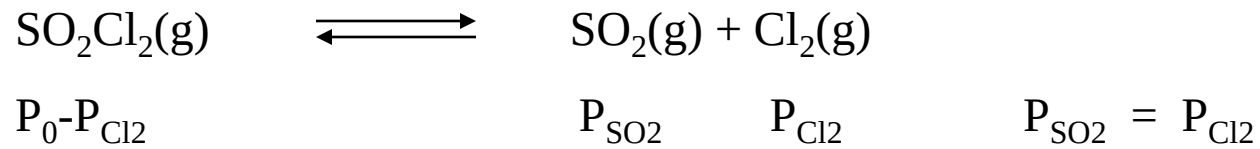
$$\text{Peso SO}_2\text{Cl}_2 = 6.7 \text{ g}$$

$$\text{PM SO}_2\text{Cl}_2 = 32 + 16 \cdot 2 + 35.5 \cdot 2 = 135.0$$

$$T = 375 \text{ K}$$

Calcolo pressione SO_2Cl_2

$$P_0 = \frac{nRT}{V} = \frac{\frac{6.7}{135.0} \cdot 0.082 \cdot 375}{1} = 1.53 \text{ atm.}$$



$$K_p = \frac{P_{\text{SO}_2} P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}} = \frac{P_{\text{Cl}_2}^2}{P_0 - P_{\text{Cl}_2}}$$

$$P_{\text{Cl}_2}^2 = P_0 \cdot K_p - P_{\text{Cl}_2} \cdot K_p$$

$$P_{\text{Cl}_2}^2 + P_{\text{Cl}_2} \cdot K_p - P_0 \cdot K_p = 0$$

$$P_{\text{Cl}_2} = \frac{-K_p \pm \sqrt{K_p^2 + 4P_0K_p}}{2}$$

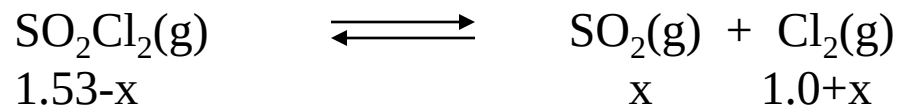
$$P_{\text{Cl}_2} = \frac{-2.4 \pm \sqrt{5.76 + 14.7}}{2} = \frac{-2.4 \pm 4.5}{2} = \begin{cases} 1.05 \text{ atm} \\ -3.45 \text{ atm} \end{cases}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = 1.05 \text{ atm}$$

$$P_{\text{SO}_2} = 1.05 \text{ atm}$$

$$P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = 1.53 - 1.05 = 0.48 \text{ atm}$$

D6-10) Si calcolino le pressioni di SO_2Cl_2 , SO_2 e Cl_2 in un pallone da 1 litro (a 375K) a cui siano stati aggiunti 6,7 g di SO_2Cl_2 e 1,0 atm di Cl_2 (a 375K). Si usino i dati forniti nel Problema 9. Si confronti la risposta con quella ottenuta per il problema 9 e si giudichi se essa è in accordo col principio di Le Chatelier.



$$K_p = \frac{P_{\text{SO}_2} P_{\text{Cl}_2}}{P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2}} = \frac{(1.0+x) \cdot x}{(1.53-x)} = 2.4$$

$$x + x^2 = 2.4 \cdot 1.53 - 2.4 \cdot x$$

$$x^2 + 3.4 \cdot x - 3.67 = 0$$

$$x = \frac{-3.4 \pm \sqrt{3.4^2 + 4 \cdot 3.67}}{2} = \frac{-3.4 \pm 5.12}{2} \left\{ \begin{array}{l} 0.86 \\ -4.26 \end{array} \right.$$

$$P_{\text{Cl}_2} = 1.0 + 0.86 = 1.86 \text{ atm}$$

$$P_{\text{SO}_2} = 0.86 \text{ atm}$$

$$P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = 1.53 - 0.86 = 0.67 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Cl}_2} = 1.05 \text{ atm}$$

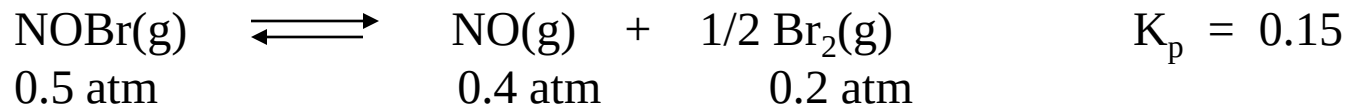
$$P_{\text{SO}_2} = 1.05 \text{ atm}$$

$$P_{\text{SO}_2\text{Cl}_2} = 0.48 \text{ atm}$$

D6-11) Il composto gassoso NOBr si decompone secondo la reazione



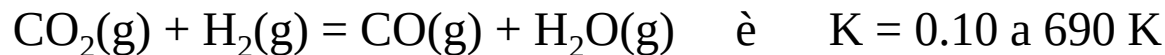
A 350K, la costante di equilibrio K_p è uguale a 0,15. Se 0,50 atm di NOBr, 0,40 atm di NO e 0,20 atm di Br_2 vengono mescolati a questa temperatura, avverrà realmente qualche reazione? Se così fosse, Br_2 si consumerà o si formerà?



$$Q = \frac{P_{\text{Br}_2}^{1/2} P_{\text{NO}}}{P_{\text{NOBr}}} = \frac{0.2^{1/2} \cdot 0.4}{0.5} = 0.35$$

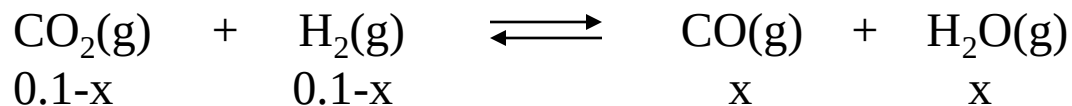
Quindi deve aumentare NOBr e diminuire gli altri.
Si consumerà Br_2

D6-12) La costante di equilibrio della reazione



Qual è la pressione di equilibrio di ogni sostanza in una miscela preparata mescolando 0.50 mole di CO_2 e 0.50 mole di H_2 in un pallone da 5 litri a 690 K ?

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = 0.5/5 = 0.1 \text{ M}$$



$$K = \frac{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}{[\text{CO}_2][\text{H}_2]} = \frac{x \cdot x}{(0.1-x) \cdot (0.1-x)} = \frac{x^2}{0.01 + x^2 - 0.2 \cdot x}$$

$$x^2 = 0.01 \cdot K + K \cdot x^2 - 0.2 \cdot K \cdot x$$

$$x^2(1-K) + 0.2 \cdot Kx - 0.01 \cdot K = 0$$

$$x = \frac{-0.2 \cdot K \pm \sqrt{(0.2 \cdot K)^2 + 4 \cdot (1-K)(0.01 \cdot K)}}{2(1-K)}$$

$$= \frac{-0.02 \pm \sqrt{0.0004 + 0.0036}}{1.8} = \begin{cases} 0.024 \\ -0.046 \end{cases}$$

$$[\text{CO}_2] = 0.1 - 0.024 = 0.076\text{M}$$

$$\text{moli CO}_2 = M \cdot V = 0.076 \cdot 5 = 0.38 \text{ moli}$$

$$P_{\text{CO}_2} = \frac{0.38 \cdot 0.082 \cdot 690}{5} = 4.3 \text{ atm}$$

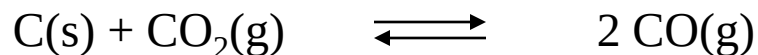
$$P_{\text{H}_2} = 4.3 \text{ atm}$$

$$\text{moli CO} = M \cdot V = 0.024 \cdot 5 = 0.12 \text{ moli}$$

$$P_{\text{CO}} = \frac{0.12 \cdot 0.082 \cdot 690}{5} = 1.36 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 1.36 \text{ atm}$$

D6-13) A 1000K, la pressione di CO_2 all'equilibrio con CaCO_3 e CaO è uguale a $3.9 \cdot 10^{-2}$ atm. La costante di equilibrio della reazione



è 1,9 alla stessa temperatura se le pressioni vengono espresse in atmosfere. Il carbonio solido, CaO e CaCO_3 vengono mescolati e portati all'equilibrio a 1000K in un recipiente chiuso. Qual è la pressione di CO all'equilibrio?



$$K_1 = \frac{P_{\text{CO}}^2}{P_{\text{CO}_2}} = 1.9; \quad K_2 = P_{\text{CO}_2} = 3.9 \cdot 10^{-2}$$

$$P_{\text{CO}_2} = \frac{P_{\text{CO}}^2}{1.9}; \quad P_{\text{CO}}^2 = K_1 \cdot K_2 = 1.9 \cdot 3.9 \cdot 10^{-2}$$

$$P_{\text{CO}} = \sqrt{1.9 \cdot 3.9 \cdot 10^{-2}} = \sqrt{0.0741} = 0.27 \text{ atm}$$