

Esercizi 5

Considerare il seguente equilibrio $NOCl_{(g)} \rightleftharpoons NO_{(g)} + Cl_{2(g)}$ $\Delta H_r = +76 \text{ kJ}$

Riempire la seguente tabella con le espressioni aumenta, diminuisce o nessuno, rispettivamente, per indicare qual è l'effetto della variazione imposta all'equilibrio sulle concentrazioni delle specie presenti

Cosa succede se si	effetto su $[NOCl]$	effetto su $[Cl_2]$
--------------------	---------------------	---------------------

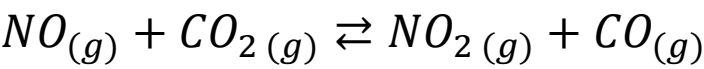
(a) rimuove del NO		
--------------------	--	--

(b) aggiunge del NOCl		
-----------------------	--	--

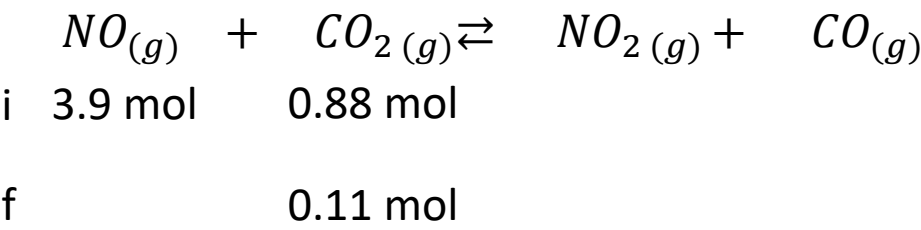
(c) alza la temperatura		
-------------------------	--	--

(d) aumenta la pressione sul sistema		
---	--	--

Una miscela contenente 3.9 moli di ossido di azoto e 0.88 moli di anidride carbonica è stata fatta reagire in un pallone di 3 litri a temperatura costante secondo l'equazione:



All'equilibrio risultano presenti 0.11 moli di anidride carbonica. Calcolare la composizione del sistema all'equilibrio e la costante di equilibrio della reazione



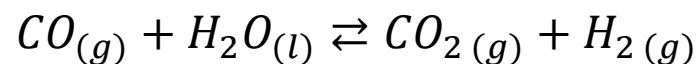
Composizione

$$[NO]_{eq} = \frac{n_{NO}}{V} = \frac{3.13 \text{ mol}}{3L} = 1.04M \quad [CO_2]_{eq} = \frac{n_{CO_2}}{V} = \frac{0.11 \text{ mol}}{3L} = 0.037M$$

$$[CO]_{eq} = \frac{n_{CO}}{V} = \frac{0.77 \text{ mol}}{3L} = 0.26M \quad [NO_2]_{eq} = \frac{n_{NO_2}}{V} = \frac{0.77 \text{ mol}}{3L} = 0.26M$$

$$K_C = \frac{[NO_2]_{eq} \cdot [CO]_{eq}}{[NO]_{eq} \cdot [CO_2]_{eq}} = \frac{0.26 \cdot 0.26}{1.04 \cdot 0.037} = 1.76$$

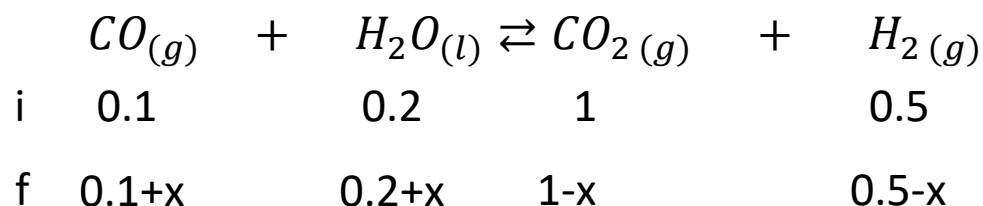
Per il seguente equilibrio in fase omogenea la K_c vale 5.06



Sapendo che ad un certo stadio del processo le concentrazioni istantanee di CO , H_2O , CO_2 e H_2 sono rispettivamente 0.1 M, 0.2 M, 1 M e 0.5 M, stabilire se la reazione è all'equilibrio e, in caso contrario, dire in che senso evolverà e calcolare la composizione all'equilibrio (si consideri il volume di 1 L)

$$Q = \frac{[CO_2] \cdot [H_2]}{[CO] \cdot [H_2O]} = \frac{1 \cdot 0.5}{0.1 \cdot 0.2} = 25 \quad Q > K \quad \text{Il sistema evolve verso i reagenti}$$

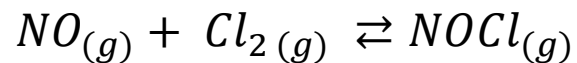
Equilibrio



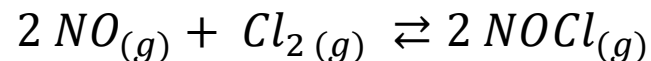
$$K_C = \frac{[CO_2]_{eq} \cdot [H_2]_{eq}}{[CO]_{eq} \cdot [H_2O]_{eq}} \Rightarrow 5.06 = \frac{(1-x) \cdot (0.5-x)}{(0.1+x) \cdot (0.2+x)} \Rightarrow x = 0.11 M$$

$$[CO]_{eq} = 0.21M \quad [H_2O]_{eq} = 0.31M \quad [CO_2]_{eq} = 0.89M \quad [H_2]_{eq} = 0.39M$$

Il seguente sistema ha una $K_p = 8.62$



Quando una certa miscela di specie reagenti raggiunge l'equilibrio, le pressioni sono $p(Cl_2) = 0.501 \text{ atm}$ e $p(NOCl) = 0.661 \text{ atm}$. Quanto vale la pressione parziale di NO nella miscela di equilibrio?

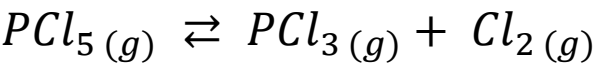


$$K_p = \frac{(p_{NOCl})^2_{eq}}{(p_{NO})^2_{eq} \cdot (p_{Cl_2})_{eq}}$$

$$(p_{NO})^2_{eq} = \frac{(p_{NOCl})^2_{eq}}{K_p \cdot (p_{Cl_2})_{eq}}$$

$$p_{NO \text{ eq}} = \sqrt{\frac{(p_{NOCl})^2_{eq}}{K_p \cdot (p_{Cl_2})_{eq}}} = 0.318 \text{ atm}$$

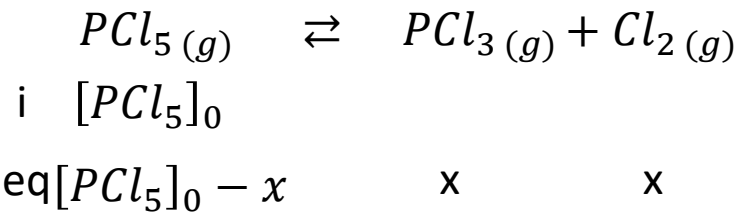
Si supponga di introdurre a 250 °C in un recipiente di laboratorio da 500 mL un campione di PCl_5 di 31.2 g e di lasciare raggiungere l'equilibrio con i prodotti di decomposizione, tricloruro di fosforo e cloro, sapendo che in tale condizione $K_c = 1.8$. Calcolare la composizione all'equilibrio del sistema e la percentuale di decomposizione di PCl_5 . ($M_{\text{mol}}(\text{PCl}_5) = 208.5 \text{ g/mol}$)



Concentrazione di PCl_5 :

$$n_{\text{PCl}_5} = \frac{m_{\text{PCl}_5}}{M_{\text{mol}}} = \frac{31.2 \text{ g}}{208.5 \text{ g/mol}} = 0.15 \text{ mol} \qquad [\text{PCl}_5]_0 = \frac{n_{\text{PCl}_5}}{V} = \frac{0.15 \text{ mol}}{0.5 \text{ L}} = 0.3 \text{ M}$$

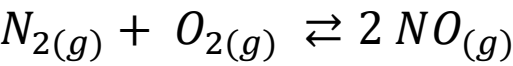
Equilibrio



$$K_c = \frac{[\text{PCl}_3]_{eq} \cdot [\text{Cl}_2]_{eq}}{[\text{PCl}_5]_{eq}} = \frac{x^2}{[\text{PCl}_5]_0 - x} \implies x^2 + K_c \cdot x - K_c \cdot [\text{PCl}_5]_0 = 0 \qquad x = 0.262 \text{ M}$$

$$[\text{PCl}_5]_{eq} = 0.038 \text{ M} \quad [\text{PCl}_3]_{eq} = [\text{Cl}_2]_{eq} = 0.262 \text{ M} \qquad \% \text{ decomp} = \frac{x}{[\text{PCl}_5]_0} \cdot 100 = 87.3 \%$$

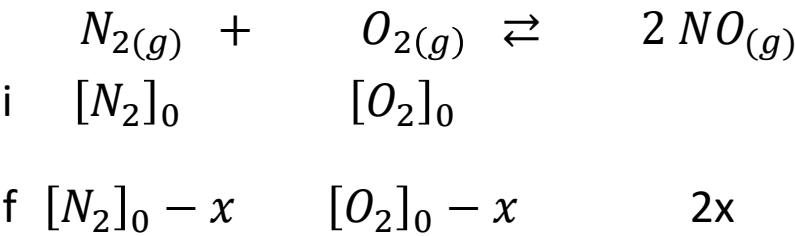
La costante di equilibrio K_c della reazione $N_{2(g)} + O_{2(g)} \rightleftharpoons 2 NO_{(g)}$ a $1200\text{ }^\circ\text{C}$ risulta $1 \cdot 10^{-5}$.
 Calcolare le concentrazioni di equilibrio in un recipiente di 10 L supponendo che all'inizio vi fossero 0.014 mol di N_2 e 0.214 mol di O_2 .



Concentrazioni iniziali

$$[N_2]_0 = \frac{n_{N_2}}{V} = \frac{0.014\text{ mol}}{10\text{ L}} = 1.4 \cdot 10^{-3}\text{ M} \qquad [O_2]_0 = \frac{n_{O_2}}{V} = \frac{0.214\text{ mol}}{10\text{ L}} = 2.1 \cdot 10^{-2}\text{ M}$$

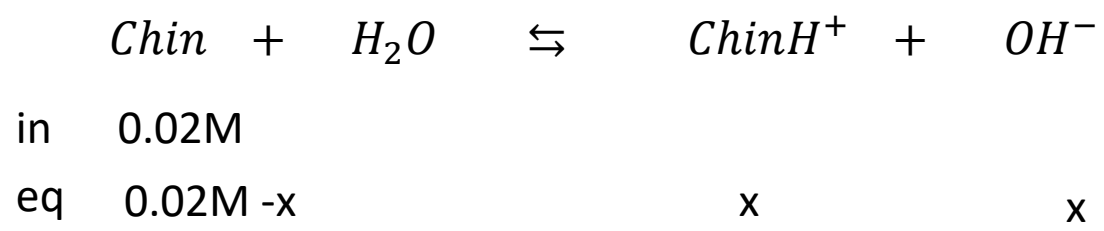
Equilibrio



$$K_C = \frac{[NO]_{eq}^2}{[N_2]_{eq} \cdot [O_2]_{eq}} = \frac{(2x)^2}{([N_2]_0 - x) \cdot ([O_2]_0 - x)} \implies x = 8.5 \cdot 10^{-6}$$

$$[N_2]_{eq} = 1.391 \cdot 10^{-3}\text{ M} \qquad [O_2]_{eq} = 2.0991 \cdot 10^{-2}\text{ M} \qquad [NO]_{eq} = 1.7 \cdot 10^{-5}\text{ M}$$

Calcolare il pH di una soluzione della base chinina 0.02 M sapendo che il pK_a dell'acido coniugato è 8.52.



$$K_a = 10^{-pK_a} = 3 \cdot 10^{-9}$$

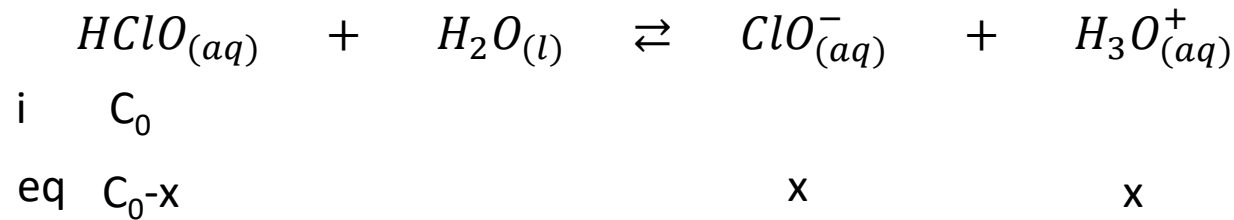
$$K_b = \frac{K_W}{K_a} = \frac{[ChinH^+]_{eq} \cdot [OH^-]_{eq}}{[Chin]_{eq}} = \frac{x^2}{0.02 - x} \cong \frac{x^2}{0.02} \implies x^2 = \frac{K_W}{K_a} \cdot 0.02$$

$$x = [OH^-] = \sqrt{\frac{K_W}{K_a} \cdot [Chin]_{eq}} = \sqrt{\frac{1 \cdot 10^{-14}}{3 \cdot 10^{-9}} \cdot 0.02} = 2.6 \cdot 10^{-4} M$$

$$err = \frac{2.6 \cdot 10^{-4}}{0.02} = 0.013 = 1.3\%$$

$$pOH = -Log([OH^-]) = 3.6 \qquad pH = 14 - pOH = 14 - 3.6 = 10.4$$

Stabilire la concentrazione iniziale di una soluzione dell'acido HClO ($pK_a = 7.53$) a pH 4.6.



$$x = [H_3O^+]_{eq} = [ClO^-]_{eq}$$

$$[H_3O^+]_{eq} = 10^{-pH} = 10^{-4.6} = 2.5 \cdot 10^{-5} M$$

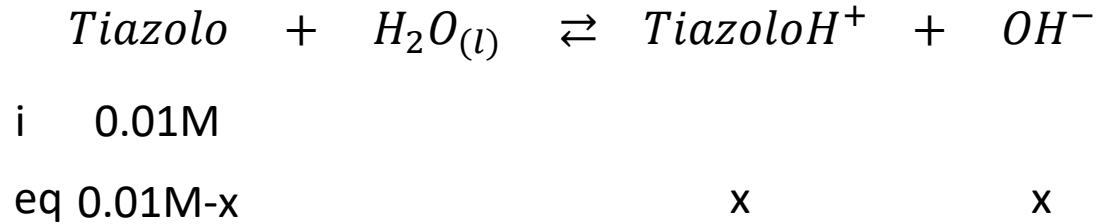
$$K_a = 10^{-pK_a} = 2.95 \cdot 10^{-8}$$

$$K_a = \frac{[H_3O^+]_{eq} \cdot [ClO^-]_{eq}}{[HClO]_{eq}} = \frac{([H_3O^+]_{eq})^2}{C_0 - [H_3O^+]_{eq}} \cong \frac{([H_3O^+]_{eq})^2}{C_0}$$

$$C_0 = \frac{([H_3O^+]_{eq})^2}{K_a} = \frac{(2.5 \cdot 10^{-5})^2}{2.95 \cdot 10^{-8}} = 0.021 M$$

$$err = \frac{2.5 \cdot 10^{-5}}{0.021} = 1.2 \cdot 10^{-3} = 0.12\%$$

La protonazione percentuale del tiazolo (base organica) in soluzione acquosa a una concentrazione 0.01 M è 5.2 %. Quali sono il pH e la Kb del tiazolo?



x è il 5.2 % della concentrazione iniziale del tiazolo

$$x = 0.01 \text{ M} \cdot 0.052 = 5.2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$$

$$x = [OH^-]_{eq} \qquad pOH = -\text{Log}([OH^-]_{eq}) = 3.3 \qquad pH = 14 - pOH = 10.7$$

$$K_b = \frac{[\textit{TiazoloH}^+]_{eq} \cdot [OH^-]_{eq}}{[\textit{Tiazolo}]_{eq}} = \frac{x^2}{0.01 - x} \cong \frac{x^2}{0.01} \cong \frac{(5.2 \cdot 10^{-4})^2}{0.01} = 2.7 \cdot 10^{-5}$$