

1) Data la reazione $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{g})$ a 1152 K la $K_p = 0,141 \text{ atm}^{-1}$. Se i tre gas hanno pressioni parziali $p_{\text{SO}_3} = 0,10 \text{ atm}$, $p_{\text{SO}_2} = p_{\text{O}_2} = 0,20 \text{ atm}$, la reazione è all'equilibrio? Specificare in quale direzione procederà la reazione e calcolare il ΔG_{reaz} in queste condizioni.

$$(Q > K_p \Delta G_{\text{reaz}} > 0 \text{ procederà verso sinistra } \Delta G_{\text{reaz}} = 20,9 \text{ kJ})$$

2) A 800 °C la pressione di CO_2 in equilibrio con CaO e CaCO_3 è 0,500 atm. Calcolare K_p e K_c .

$$(K_p = p_{\text{CO}_2} = 0,500 \text{ atm}; K_p = K_c (RT)^{\Delta n} = 0,00569 \text{ (mol/L)})$$

3) Per la reazione $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$ dire, giustificando la risposta, come si sposterà l'equilibrio per:

- | | |
|---|--|
| a) aggiunta di $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ | <i>destra</i> |
| b) aggiunta di $\text{NO}_2(\text{g})$ | <i>sinistra</i> |
| c) aumento della pressione | <i>sinistra, poiché $\Delta n_{\text{gas}} > 0$</i> |
| d) aumento della temperatura | <i>destra, poiché $\Delta H^\circ_{\text{reaz}} > 0$</i> |
| e) aumento del volume | <i>destra, poiché $\Delta n_{\text{gas}} > 0$</i> |

4) In un recipiente da 2,0 L si introducono a 500 K 0,60 moli di PCl_5 . All'equilibrio sono presenti 0,20 mol di PCl_3 , 0,20 mol di Cl_2 e 0,40 moli di PCl_5 ($\text{PCl}_5(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$). Calcolare K_c e K_p per la reazione.

$$\begin{aligned} (K_c = 0,050 \text{ (mol/L)}; \\ K_p = K_c (RT)^{\Delta n} \quad \Delta n = (1+1-1) \text{ mol} = 1 \text{ mol} \\ K_p = 0,050 \times 0,082 \times 500 = 2,05 \text{ (atm)}) \end{aligned}$$

5) Tricloruro di fosforo e cloro si combinano con reazione esotermica e reversibile per produrre pentacloruro di fosforo: $\text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_5(\text{g})$

Spiegare che effetto hanno sulla miscela all'equilibrio le seguenti variazioni:

- aggiunta di PCl_3 a T costante;
- diminuzione del volume a T costante;
- aumento della pressione totale a T costante;
- aggiunta di PCl_5 a T costante;
- aumento della temperatura.

- PCl_3 e Cl_2 reagiranno per formare PCl_5 .*
- la reazione avviene con diminuzione di volume, la reazione si sposta a destra.*
- la reazione avviene con diminuzione di volume, la reazione si sposterà a destra.*
- PCl_5 si dissocia a dare PCl_3 e Cl_2 .*
- il valore della K_{eq} diminuisce (la reazione si sposta verso i reagenti).*

6) Per la reazione $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{HI}(\text{g})$ si trova a) $K_p = 66,5$ a 633 K; b) $K_p = 50,7$ a 713 K. Determinare se la reazione è esotermica o endotermica. Calcolare anche il ΔH° di Reazione.

*K_p diminuisce al crescere di T. Quindi la reaz. è esotermica secondo l'equazione di Van't Hoff: .
In forma integrata: da cui $\Delta H^\circ = -12,7 \text{ kJ}$.*

7) Alla temperatura di 1015°C per la reazione $2\text{CuO}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Cu}_2\text{O}(\text{s}) + 1/2 \text{O}_2(\text{g})$ si misura una K_p di $1,0 \text{ atm}^{1/2}$. In un recipiente del volume di 15 l in cui è stato fatto il vuoto si pongono 91,00 g di CuO alla temperatura di 1015°C. Dire se il sistema raggiunge l'equilibrio o se tutto il CuO scompare, e quale sarà la pressione che si misura. Se il volume del recipiente viene aumentato a temperatura costante, cosa accade?

Siccome $K_p = p(O_2)^{1/2} = 1 \text{ atm}^{1/2}$, per essere all'equilibrio devo avere $p(O_2) = 1 \text{ atm}$, ovvero 0,142 mol di O_2 nel volume di 15 l. Dato che $M(\text{CuO}) = 79,6 \text{ g/mol}$, ho 1,14 mol di CuO da cui posso ottenere al massimo 0,285 mol di O_2 , più di quelle che servono. Il sistema perciò raggiunge l'equilibrio.

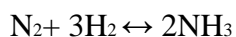
Aumentando il volume, l'equilibrio si sposta a destra. Poichè CuO può fornire al massimo 0,285 mol di O_2 , che a $T = 1015^\circ\text{C}$ e $P = 1,0 \text{ atm}$ occupano 30,1 L, per volumi maggiori di questo il CuO si decompone completamente e l'equilibrio non sussiste più.

8) Il tungsteno fonde a 3410°C ed ha un'entalpia di fusione di 35.4 kJ/mol . Calcolare l'entropia di fusione del tungsteno.

$$\Delta S_{fus} = 35.4 \times 10^3 \text{ J/mol} / 3683 \text{ K} = 9.61 \text{ J/K mol}$$

9) Conoscendo i valori di $\Delta H^\circ = -92.2 \text{ kJ/mol}$ e $\Delta S^\circ = -198.8 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$, prevedere se la seguente reazione potrà procedere a una temperatura di 25°C e a pressioni parziali (per ogni gas) di 1 atm.

Calcolare la costante di equilibrio a tale temperatura.

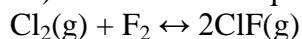


Secondo $\Delta H^\circ = -92.2 \text{ kJ/mol}$ (favorevole); $\Delta S^\circ = -198.8 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$ (non favorevole). Per sapere se la reazione è spontanea o meno, è necessario il calcolo del ΔG° .

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -33.0 \text{ kJ/mol} \rightarrow \text{spontanea a } 25^\circ\text{C}.$$

$$K = 6 \times 10^5$$

10) La costante di equilibrio per la seguente reazione è 9.3×10^9 a 298 K e 3.3×10^7 a 398 K.



a) Calcolare ΔG° per la reazione a 298 K.

b) Calcolare ΔH° e ΔS° , ammettendo che le variazioni di entalpia ed entropia siano indipendenti dalla temperatura tra 298 e 398 K.

$$a) \Delta G^\circ = -56.9 \text{ kJ}$$

$$b) \Delta H^\circ = -55.6 \text{ kJ}, \Delta S^\circ = + 4.2 \text{ J/K}.$$