

USARE I DATI NELLE APPENDICI DEL LIBRO QUANDO NECESSARIO (Es. per i pesi atomici)

## ESERCIZI PER PARAGRAFO CAPITOLO 5

**Esercizio 5.a.1** Per le reazioni riportate di seguito, calcolare l'energia libera standard di reazione e stabilire la loro spontaneità noti i valori delle energie libere molari standard delle specie coinvolte ( $T = 298.15 \text{ K}$ ), essendo nulle quelle delle specie elementari:  $\Delta G^\circ/\text{kJ mole}^{-1}$ :  $\text{AlCl}_3(\text{s}) = 628.8$ ;  $\text{CaCO}_3(\text{s}) = -1127.8$ ;  $\text{CaO}(\text{s}) = -604.3$ ;  $\text{CO}_2(\text{g}) = -394.4$ . a)  $2 \text{Al}(\text{s}) + 3 \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{AlCl}_3(\text{s})$ ; b)  $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

**Risposta** a)  $\Delta G^\circ_r = -1257.6 \text{ kJ mole}^{-1}$  (spontanea); b)  $\Delta G^\circ_r = 129.1 \text{ kJ mole}^{-1}$  (non spontanea)

**Esercizio 5.a.2** Calcolare l'energia libera molare standard di formazione delle specie evidenziate in grassetto a partire dai dati termodinamici forniti ( $T = 298.15 \text{ K}$ ), nulli i valori di  $\Delta G^\circ_f$  delle specie elementari.

$\Delta G^\circ_f/\text{kJ mole}^{-1}$ :  $\text{AlCl}_3(\text{s}) = 628.8$ ;  $\text{CaCO}_3(\text{s}) = -1127.8$ ;  $\text{CaO}(\text{s}) = -604.3$ ;  $\text{CO}_2(\text{g}) = -394.4$

a)  $2 \text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$

$\Delta G^\circ_f/\text{kJ mole}^{-1}$ :  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -373.1$ ;  $\Delta G^\circ_f/\text{kJ mole}^{-1} = -233.4$

b)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

$\Delta G^\circ_f$ :  $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) = -373.1 \text{ kJ mole}^{-1}$ ;  $\text{CO}_2(\text{g}) = -394.4 \text{ kJ mole}^{-1}$ ;  $\Delta G^\circ_r = -1433.7 \text{ kJ mole}^{-1}$

c)  $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 1/3 \text{C}_6\text{H}_6(\text{l})$

$\Delta G^\circ_f \text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) = 209.2 \text{ kJ mole}^{-1}$ ;  $\Delta G^\circ_f/\text{kJ mole}^{-1} = -167.8$

**Risposta**  $\Delta G^\circ_f/\text{kJ mole}^{-1}$ : a)  $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) = -120.4$ ; b)  $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}(\text{l}) = -174.5$ ; c)  $\text{C}_6\text{H}_6(\text{l}) = 124.3$

**Esercizio 5.b.1** Data la reazione in fase gassosa  $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$ , stabilire il verso in cui la reazione evolve spontaneamente mescolando le sostanze:

a) C e D      b) A, C e D      c) A e C      d) A, B e D

**Risposta** a) sinistra; b) sinistra; c) nessuna reazione; d) destra

**Esercizio 5.b.2** Data una reazione avente costante di equilibrio  $K = 10^{-2}$ . Stabilire il verso in cui la reazione evolve spontaneamente quando QR vale:

a) 0.001    b) 0.1      c) 0.01

**Risposta** a) destra; b) sinistra; c) la reazione è all'equilibrio

**Esercizio 5.b.3** Data la reazione in fase gassosa  $2 \text{A} \rightleftharpoons \text{B} + 3 \text{C}$  avente costante di equilibrio  $K = 10^{-2}$ . Calcolare QR e stabilire il verso in cui la reazione evolve spontaneamente quando le attività delle sostanze valgono:

a)  $a_A = a_C = 0.1$ ,  $a_B = 0.2$       b)  $a_A = a_B = a_C = 0.1$       c)  $a_A = 0.2$ ,  $a_B = a_C = 0.1$

**Risposta** a)  $\text{QR} = 0.02$  - sinistra; b)  $\text{QR} = 0.01$  - reazione all'equilibrio; c)  $\text{QR} = 0.0025$  - destra

**Esercizio 5.b.4** Data la reazione in fase gassosa  $2 \text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 3 \text{C} + \text{D}$ , si osserva che la composizione della miscela di reazione all'equilibrio corrisponde alle seguenti attività delle specie coinvolte:  $a_A = 0.1$ ,  $a_B = 0.4$ ,  $a_C = 0.1$ ,  $a_D = 0.2$ . Calcolare la costante di equilibrio K ed il valore di QR in queste condizioni.

**Risposta** All'equilibrio  $\text{QR} = K = 0.05$

**Esercizio 5.c.1** Data la reazione in fase gassosa  $2 \text{A} + \text{B} \rightleftharpoons 3 \text{C} + \text{D}$ , si osserva che mettendo a reagire determinate quantità di A e B, il sistema raggiunge l'equilibrio quando l'attività di B è diminuita di 0.2 rispetto alle condizioni iniziali. Calcolare la concomitante variazione dell'attività delle altre sostanze coinvolte nella reazione.

**Risposta**  $\Delta a_A = -0.4$ ;  $\Delta a_C = 0.6$ ;  $\Delta a_D = 0.2$

**Esercizio 5.c.2** Data la reazione in fase gassosa  $2 \text{A} \rightleftharpoons \text{B} + 3 \text{C}$ , si osserva che mettendo a reagire in un recipiente vuoto le sostanze B e C con attività iniziale  $a_B = a_C = 0.5$ , il sistema raggiunge l'equilibrio quando  $a_A = 0.1$ . Calcolare per tutte le specie coinvolte nella reazione: a) la variazione di attività per raggiungere l'equilibrio; b) l'attività all'equilibrio. Calcolare, infine, la costante di equilibrio della reazione data.

**Risposta** a)  $\Delta a_A = 0.1$ ,  $\Delta a_B = -0.05$ ,  $\Delta a_C = -0.15$       b)  $a_A = 0.1$ ,  $a_B = 0.45$ ,  $a_C = 0.35$ ;  $K = 5.51$

**N.B.** Come riportato anche nel testo, da qui in avanti si farà uso dei *valori numerici* delle pressioni e/o delle concentrazioni delle sostanze per esprimere il valore della loro attività.

**Esercizio 5.d.1** Scrivere la relazione che lega  $K_p$  e  $K_X$  per le seguenti reazioni fra sostanze tutte gassose:

a)  $\text{A} \rightleftharpoons \text{B} + 2 \text{C}$

b)  $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + \text{D}$

c)  $\text{A} + \text{B} \rightleftharpoons \text{C} + 2 \text{D}$

d)  $A + 3 B \rightleftharpoons 2 C + 2 D$  e)  $2 A \rightleftharpoons B$

**Risposta** a)  $K_P = K_X P_{TOT}^2$ ; b)  $K_P = K_X$ ; c)  $K_P = K_X P_{TOT}$ ; d)  $K_P = K_X$ ; e)  $K_P = K_X P_{TOT}^{-1}$

**Esercizio 5.d.2** Scrivere la relazione che lega  $K_P$  e  $K_C$  per le seguenti reazioni fra sostanze tutte gassose:

a)  $2 A \rightleftharpoons 3 B + C$                       b)  $A + 2 B \rightleftharpoons C$                       c)  $A + B \rightleftharpoons C + D$   
d)  $A \rightleftharpoons B$                                       e)  $A \rightleftharpoons B + C + D$

**Risposta** a)  $K_P = K_C (RT)^2$ ; b)  $K_P = K_C (RT)^{-2}$  c)  $K_P = K_C$ ; d)  $K_P = K_C$ ; e)  $K_P = K_C (RT)^2$

**Esercizio 5.d.3** Per le due seguenti reazioni calcolare  $K_P$  a 298 K utilizzando i valori delle rispettive  $\Delta G^\circ_r$ , considerando che alla temperatura data  $RT = 2.48 \text{ kJ mole}^{-1}$

a)  $2 \text{ NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{ NO}_{2(g)}$                        $\Delta G^\circ_r = -72.6 \text{ kJ mole}^{-1}$   
b)  $\text{C}_6\text{H}_{6(g)} \rightleftharpoons 3 \text{ C}_2\text{H}_{2(g)}$                        $\Delta G^\circ_r = 497.85 \text{ kJ mole}^{-1}$

**Risposta** a)  $K_P = 5.17 \cdot 10^{12}$                       b)  $K_P = 6.56 \cdot 10^{-88}$

**Esercizio 5.d.4** In un recipiente da 1.50 litri vengono introdotti 1.00 g di CO, 2.50 g di H<sub>2</sub>O e 0.75 g di H<sub>2</sub>. Si instaura il seguente equilibrio a 600 K:  $\text{CO}_{(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)}$

a) Definire le espressioni delle costanti di equilibrio  $K_P$  e  $K_C$  della reazione; b) sapendo che alla temperatura data  $\Delta G^\circ_r = -17.9 \text{ kJ mole}^{-1}$ , calcolare i valori di  $K_P$  e  $K_C$ ; c) utilizzando l'espressione di  $K_C$ , calcolare la massa di anidride carbonica presente all'equilibrio.

**Risposta** a)  $K_P = \frac{P_{\text{CO}_2, \text{eq}} P_{\text{H}_2, \text{eq}}}{P_{\text{CO}, \text{eq}} P_{\text{H}_2\text{O}, \text{eq}}}$ ;  $K_C = \frac{[\text{CO}_2]_{\text{eq}} [\text{H}_2]_{\text{eq}}}{[\text{CO}]_{\text{eq}} [\text{H}_2\text{O}]_{\text{eq}}}$ ; b)  $K_P = K_C = 25.0$ ; c)  $m(\text{CO}_2) = 1.08 \text{ g}$

**Esercizio 5.d.5** In un recipiente con volume di 10.0 litri si introducono 0.500 moli di N<sub>2</sub> e 1.25 moli di O<sub>2</sub>. Si porta la temperatura a 750 K e si instaura il seguente equilibrio:  $2 \text{ N}_{2(g)} + 3 \text{ O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{ N}_2\text{O}_{3(g)}$

allorché si rileva che il 47.5 % delle moli di ossigeno inizialmente presenti ha reagito. Dopo aver calcolato i valori delle concentrazioni di tutte le sostanze all'equilibrio, si calcoli il valore della  $K_C$  alla temperatura data.

**Risposta**  $K_C = 539$

**Esercizio 5.d.6** In un recipiente rigido del volume di 4.50 litri vengono inizialmente introdotte 1.20 moli di HCl e 0.60 moli di O<sub>2</sub>. Alla temperatura di 650 K si stabilisce il seguente equilibrio:  $4 \text{ HCl}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{ H}_2\text{O}_{(g)} + 2 \text{ Cl}_{2(g)}$

Determinare il valore delle costanti di equilibrio  $K_P$  e  $K_C$  sapendo che all'equilibrio si registra una pressione totale di 18.1 atm. Calcolare inoltre il  $\Delta G^\circ_r$  della reazione alla temperatura data, per la quale  $RT = 5.4 \text{ kJ mole}^{-1}$ .

**Risposta**  $K_P = 158$ ;  $K_C = 8407$ ;  $\Delta G^\circ_r = -27.4 \text{ kJ mole}^{-1}$

**Esercizio 5.d.7** In un recipiente inizialmente vuoto del volume di 50 litri sono state introdotte 1.0 moli di diossido di carbonio e 2.0 moli di azoto alla temperatura costante di 500 K. Si innesca la reazione indicata di seguito, la cui costante termodinamica è  $K_C = 0.50$ :  $\text{C}_{(s)} + 2 \text{ NO}_{(g)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + \text{N}_{2(g)}$

Dopo aver determinato le concentrazioni/moli di tutte le sostanze presenti all'equilibrio, calcolare: a) le pressioni parziali delle specie gassose all'equilibrio; b) la massa di carbonio solido formato.

**Risposta**  $P_{\text{NO}} = 0.92 \text{ atm}$ ;  $P_{\text{CO}_2} = 0.36 \text{ atm}$ ;  $P_{\text{N}_2} = 1.18 \text{ atm}$ ;  $m(\text{C}) = 6.73 \text{ g}$

**Esercizio 5.d.8** In un recipiente rigido inizialmente vuoto e mantenuto ad una temperatura di 30.0 °C viene inserita una certa pressione ( $P_i$ ) di SO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> tale che all'equilibrio della reazione  $\text{SO}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_2\text{Cl}_{2(g)}$ , la pressione di SO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> è diminuita di una quantità (x), generando una uguale pressione (x) delle specie gassose SO<sub>2</sub> e Cl<sub>2</sub>, cosicché la pressione del sistema all'equilibrio risulta  $P_{\text{TOT}} = 1.00 \text{ atm}$ .

Sapendo che alla temperatura indicata  $K_P$  è pari a 34.5, calcolare la pressione di SO<sub>2</sub>Cl<sub>2</sub> inizialmente inserito ( $P_i$ ) e le pressioni parziali (x) dei composti all'equilibrio.

**Risposta**  $P_{i, \text{SO}_2} = 0.856 \text{ atm}$ ;  $P_{\text{SO}_2} = P_{\text{Cl}_2} = x = 0.144 \text{ atm}$

**Esercizio 5.e.1** Per la seguente reazione in fase eterogenea



a) scrivere l'espressione della  $K_P$ . Noto che per la reazione data  $K_P = 0.1$  alla temperatura di 1000 K, indicare il verso in cui evolve la reazione, alla stessa temperatura, introducendo in un recipiente rigido di volume V: b) MgSO<sub>3</sub> = MgO = 10 g; c) 10 g di MgO e 0.2 atm di SO<sub>2</sub>; d) 10 g di MgO e 0.05 atm di SO<sub>2</sub>; e) 10 g di MgSO<sub>3</sub> e 0.2 atm di SO<sub>2</sub>; f) 10 g di MgSO<sub>3</sub> e 0.05 atm di SO<sub>2</sub>. Per il caso (b) calcolare la massa di MgSO<sub>3</sub> residuo alla fine della reazione utilizzando un recipiente di volume: g) V = 50 litri; h) V = 100 litri; i) nelle circostanze definite dai punti "g" ed "h", calcolare la pressione di ossigeno nel recipiente al termine della reazione.

**Risposta** a)  $K_P = P_{O_2,eq}$ ; b) destra; c) sinistra; d) nessuna reazione; e) nessuna reazione; f) destra; g) 3.6 g; h) 0.0 g; i) per  $V = 50$  litri,  $P_{O_2} = 0.1$  atm; per  $V = 100$  litri,  $P_{O_2} = 0.079$  atm (cioè  $MgSO_3$  si consuma completamente senza raggiungere l'equilibrio; vedi pure **ESEMPIO 5.XXII**).

**Esercizio 5.e.2** Un recipiente del volume di 5.0 litri mantenuto alla temperatura costante di 450 K contiene 2.50 g di ossido di azoto. Sapendo che per la reazione  $NO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons NOCl_{2(g)}$   $K_P = 1.45$ , calcolare la massa di cloro necessaria affinché l'ossido inizialmente presente reagisca per il 75%.

**Risposta**  $Cl_2 = 35.2$  g

**Esercizio 5.e.3** La reazione di sintesi del fosgene:  $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \rightleftharpoons COCl_{2(g)}$  è condotta in un reattore del volume di 50.0 litri alla temperatura costante di 750 K. Calcolare la  $K_P$  e la  $K_C$  del processo sapendo che la reazione di una miscela iniziale formata da 25.0 moli di monossido di carbonio e 15.0 moli di cloro presenta una conversione di CO del 35.5 % a 750 K.

**Risposta**  $K_P = 7.24 \cdot 10^{-2}$ ;  $K_C = 4.46$

**Esercizio 5.f.1** Per le tre reazioni a-c all'equilibrio

a)  $A_{(g)} + B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(g)} + D_{(g)}$       b)  $A_{(s)} + B_{(g)} \rightleftharpoons C_{(l)} + D_{(g)}$       c)  $A_{(s)} + B_{(l)} \rightleftharpoons C_{(l)} + D_{(g)}$

indicare il verso in cui evolvono per effetto delle seguenti quattro variazioni di quantità di sostanza:

1) aumento di A; 2) diminuzione di B; 3) diminuzione di C; 4) aumento di D

**Risposta** a) 1-destra, 2-sinistra, 3-destra, 4-sinistra; b) 1-nessun effetto, 2-sinistra, 3-nessun effetto, 4-sinistra; c) 1-nessun effetto, 2- nessun effetto, 3-nessun effetto, 4-sinistra

**Esercizio 5.f.2** Sapendo che il valore della costante di equilibrio della reazione  $2 S_{(g)} + C_{(s)} \rightleftharpoons CS_{2(g)}$

è  $K_C = 5.0$  a  $T = 900$  K, calcolare la massa di disolfuro di carbonio che si può ottenere dalla reazione di 10.0 moli di zolfo con un eccesso di carbonio, alla temperatura data, in un recipiente di 2.50 litri. Si perturba successivamente la reazione asportando selettivamente tutto il solfuro di carbonio prodotto. Calcolare la pressione totale del sistema al raggiungimento del nuovo equilibrio.

**Risposta** 325 g;  $P_{TOT} = 11.5$  atm

**Esercizio 5.f.3** In un reattore inizialmente vuoto del volume di 100 litri, mantenuto alla temperatura costante di 750 K, si trovano in equilibrio 0.30 atm di metanolo ( $CH_3OH$ ), 8.40 atm di monossido di carbonio e 7.40 atm di acido acetico secondo la seguente reazione che si ottiene in presenza di un opportuno catalizzatore:

$CH_3OH_{(g)} + CO_{(g)} \rightleftharpoons CH_3COOH_{(g)}$ . Calcolare il valore della costante di equilibrio  $K_P$  della reazione alla temperatura data. Si perturba successivamente il sistema introducendo ulteriori 9.24 atm di monossido di carbonio. Calcolare la pressione che si instaura nel reattore al raggiungimento del nuovo equilibrio alla stessa temperatura.

**Risposta**  $K_P = 2.94$ ;  $P_{TOT} = 25.1$  atm

**Esercizio 5.f.4** Per le reazioni a-c dell'**Esercizio 5.f.1**, calcolare il valore di  $\Delta v^{gas}$  e descrivere l'effetto di una compressione (aumento di pressione oppure diminuzione di volume) del sistema all'equilibrio.

**Risposta** a)  $\Delta v^{gas} = 0$ : nessun effetto; b)  $\Delta v^{gas} = 0$ : nessun effetto; c)  $\Delta v^{gas} = 1$ : l'equilibrio si sposta a sinistra

**Esercizio 5.f.5** Per le tre reazioni a-c riportate di seguito

a)  $A_{(g)} + 3 B_{(g)} \rightleftharpoons 2 C_{(g)} + 2 D_{(g)}$       b)  $A_{(s)} + 3 B_{(g)} \rightleftharpoons 2 C_{(g)} + 2 D_{(g)}$       c)  $A_{(l)} + 3 B_{(g)} \rightleftharpoons 2 C_{(s)} + 2 D_{(g)}$

calcolare il valore di  $\Delta v^{gas}$  e descrivere il verso in cui evolve la reazione per effetto di una decompressione (diminuzione di pressione oppure aumento di volume) del sistema all'equilibrio.

**Risposta** a)  $\Delta v^{gas} = 0$ : nessun effetto; b)  $\Delta v^{gas} > 0$ : destra; c)  $\Delta v^{gas} < 1$ : sinistra

**Esercizio 5.f.6** Uno dei più importanti processi industriali di preparazione dell'idrogeno è basato sulla seguente reazione in fase eterogenea:  $C_{(s)} + H_2O_{(g)} \rightleftharpoons CO_{(g)} + H_{2(g)}$ . Sapendo che alla temperatura di 1750 K si ha  $K_C = 7.50$ , calcolare la conversione percentuale della reazione (resa) quando in un reattore inizialmente vuoto della capacità di 100 litri sono posti a reagire 100 kg di acqua e un eccesso di carbone solido. Calcolare inoltre il volume cui occorre portare il reattore per avere una resa del 97.5%.

**Risposta** resa (%) = 30.6;  $V = 28140$  litri

**Esercizio 5.f.7** In un recipiente da 100 litri mantenuto a una data temperatura costante si osserva che 5.0 moli di triossido di diazoto subiscono una decomposizione del 96.8 % secondo la reazione  $N_2O_{3(g)} \rightleftharpoons N_2O_{(g)} + O_{2(g)}$

Calcolare la  $K_C$  della reazione e il volume minimo cui occorre portare il recipiente per limitare la decomposizione della specie al 15.0 %.

**Risposta**  $K_C = 1.50$ ;  $V = 0.882$  litri

**Esercizio 5.f.8** Per la reazione di dimerizzazione del diossido di azoto in fase omogenea gassosa  $2 \text{NO}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_{4(g)}$   $K_p = 0.22$  alla temperatura di 350 K. Calcolare le frazioni molari delle specie presenti nella miscela di equilibrio quando 2.50 moli di diossido di azoto sono poste a reagire in un reattore mantenuto alla pressione costante di a) 1.0 atm; b) 5.0 atm; c) 0.10 atm.

**Risposta** a)  $X_{\text{NO}_2} = 0.84$ ;  $X_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0.16$ ; b)  $X_{\text{NO}_2} = 0.71$ ;  $X_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0.29$ ; c)  $X_{\text{NO}_2} = 0.98$ ;  $X_{\text{N}_2\text{O}_4} = 0.02$

**Esercizio 5.f.9** La reazione di dissociazione dello iodio in fase omogenea gassosa  $\text{I}_{2(g)} \rightleftharpoons 2 \text{I}_{(g)}$  ha  $K_p = 0.26$  alla temperatura di 1000 K. Calcolare a quale pressione deve essere condotta la reazione affinché 5.0 moli di iodio siano dissociate: a) del 27 %; b) del 75 %.

**Risposta** a)  $P = 0.83$  atm; b)  $P = 0.20$  atm

**Esercizio 5.f.10** Una data quantità di  $\text{PCl}_5$  gassoso viene introdotta in un reattore alla temperatura costante di 750 K. Si innesca la reazione di dissociazione  $\text{PCl}_{5(g)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)} + \text{Cl}_{2(g)}$ , cosicché, ad equilibrio raggiunto, si registra una pressione totale di 6.12 atm e una frazione molare di pentacloruro di fosforo di 0.300. Calcolare: a) la  $K_p$  della reazione; b) la pressione cui occorrerebbe mantenere il reattore per ottenere una frazione molare residua di reagente di 0.100.

**Risposta** a)  $K_p = 2.50$ ; b)  $P = 1.23$  atm

**Esercizio 5.f.11** Sapendo che per la reazione di idrogenazione del ciclopropano ( $\text{C}_3\text{H}_6$ ) a propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) in fase gassosa omogenea  $\text{C}_3\text{H}_{6(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{C}_3\text{H}_{8(g)}$  i valori dell'energia libera standard e dell'entalpia standard a 298.15 K sono rispettivamente  $-127.9$  e  $-157.2$  kJ  $\text{mole}^{-1}$ , calcolare: a) il valore della  $K_p$  a 298.15 K e stimarne i valori alle temperature b) 750 K; c) 1500 K; d) 2000 K (si assumano i valori delle costanti termodinamiche invariate nell'intervallo di temperatura considerato).

**Risposta**  $K_p$ : a)  $2.55 \cdot 10^{22}$ ; b)  $6.5 \cdot 10^3$ ; c) 2.2; d)  $9.4 \cdot 10^{-2}$

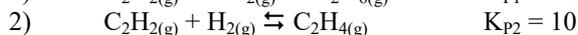
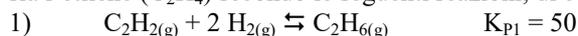
**Esercizio 5.f.12** Per il processo di evaporazione del tricloruro di fosforo  $\text{PCl}_{3(l)} \rightleftharpoons \text{PCl}_{3(g)}$  sapendo che i valori delle costanti di equilibrio  $K_p$  valgono 0.163 e 14.0, rispettivamente, alle temperature di 298.15 K e 450 K, determinare l'entalpia standard di evaporazione della specie. Definire inoltre se il processo è endotermico o esotermico.

**Risposta**  $\Delta H^\circ = 32.7$  kJ  $\text{mole}^{-1}$ ; processo endotermico

**Esercizio 5.f.13** La reazione di idrogenazione in fase gassosa omogenea dell'etino a etene  $\text{C}_2\text{H}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{C}_2\text{H}_{4(g)}$  ha una costante di equilibrio  $K_p = 5.20 \cdot 10^{24}$  alla temperatura di 298.15 K. Sapendo che a 1000 K risulta  $K_p = 1814$ , fornire una stima del valore dell'entalpia di formazione molare standard dell'etino, noto che  $\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_{4(g)}) = 52.3$  kJ  $\text{mole}^{-1}$ .

**Risposta**  $\Delta H^\circ_f(\text{C}_2\text{H}_{2(g)}) = 227$  kJ  $\text{mole}^{-1}$

**Esercizio 5.g.1** Sottoponendo l'acetilene alla reazione di idrogenazione si formano simultaneamente sia l'etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) sia l'etilene ( $\text{C}_2\text{H}_4$ ) secondo le seguenti reazioni, di cui sono dati i valori delle rispettive  $K_p$  a 500 K:



Calcolare la pressione di idrogeno necessaria perché all'equilibrio si abbiano etano ed etilene in rapporto pari a: a) 1; b) 0.1; c) 10, a 500 K.

**Risposta**  $P_{\text{H}_2}$ : a) 0.2 atm; b) 0.02 atm; c) 2.0 atm