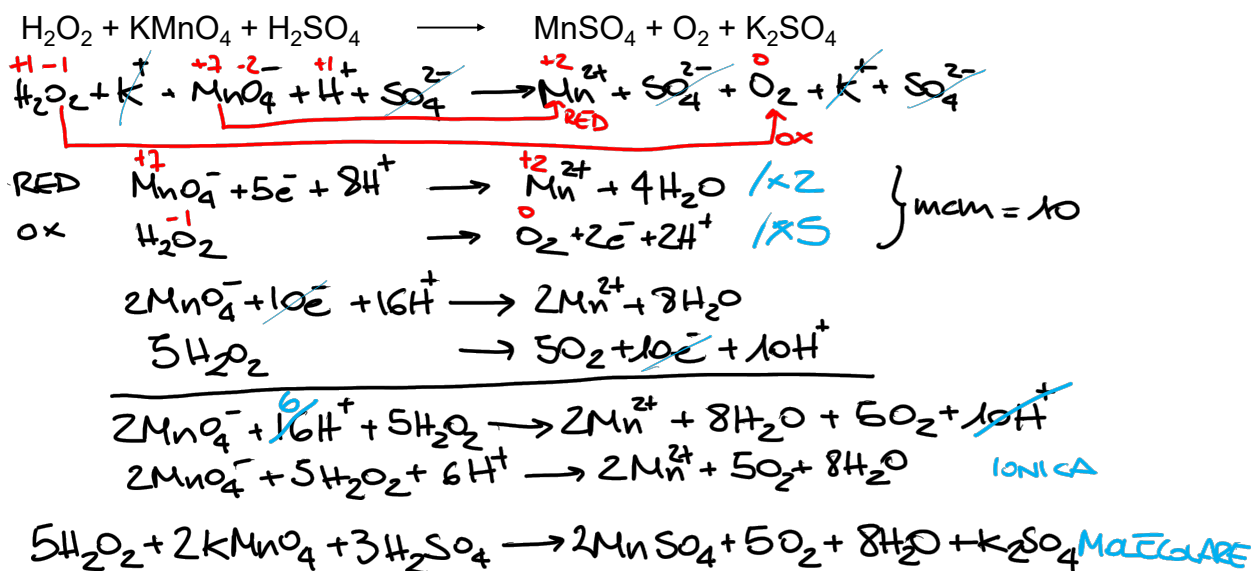
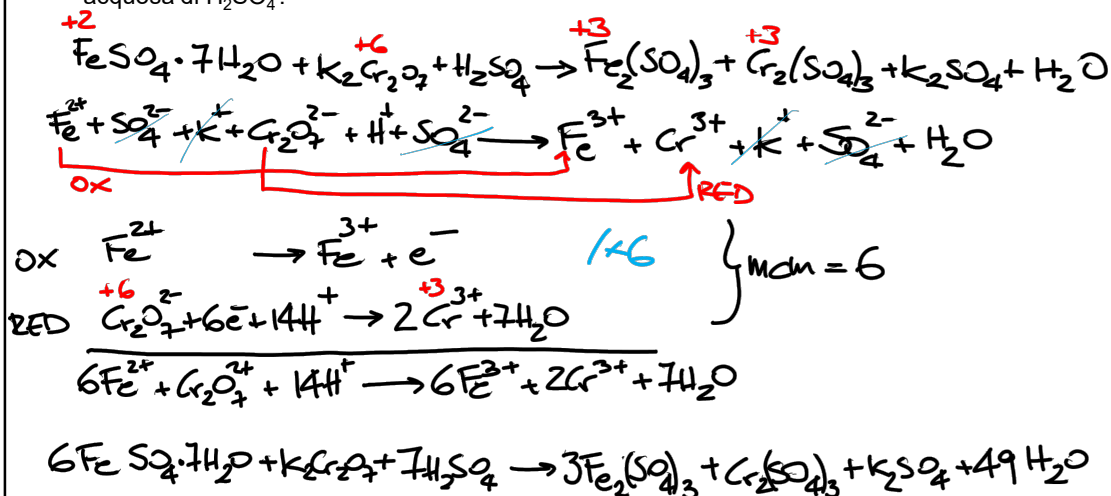


REAZIONI CHIMICHE



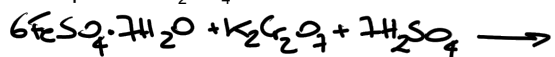
RELAZIONI PONDERALI

1. Quanti grammi di $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ sono necessari per ridurre 2.00 g di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ disciolti in una soluzione acquosa di H_2SO_4 ?



RELAZIONI PONDERALI

1. Quanti grammi di $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ sono necessari per ridurre 2.00 g di $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ disciolti in una soluzione acquosa di H_2SO_4 ?



$$n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = \frac{G_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}}{\text{MM}_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}} = \frac{2,00}{294,18} = 6,80 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

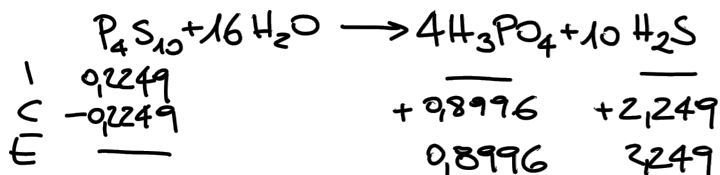
$$n_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = 6 n_{\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 6 \cdot 6,80 \cdot 10^{-3} = 4,08 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$G_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = n_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} \cdot \text{MM}_{\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = 4,08 \cdot 10^{-2} \cdot 278,03 = 11,3 \text{ g}$$

RELAZIONI PONDERALI

2. P_4S_{10} è un composto comune del fosforo che reagisce lentamente con l'acqua secondo la reazione (da bilanciare): $\text{P}_4\text{S}_{10} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{S}$

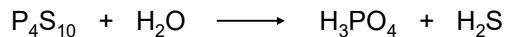
Calcolare le masse di H_3PO_4 e di H_2S che si formano dalla reazione completa di 100.0 g di P_4S_{10} con un eccesso di acqua.



$$n_{\text{P}_4\text{S}_{10}} = \frac{G_{\text{P}_4\text{S}_{10}}}{\text{MM}_{\text{P}_4\text{S}_{10}}} = \frac{100,0}{444,676} = 0,2249 \text{ mol}$$

RELAZIONI PONDERALI

2. P_4S_{10} è un composto comune del fosforo che reagisce lentamente con l'acqua secondo la reazione (da bilanciare):



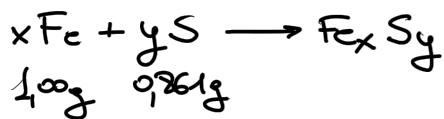
Calcolare le masse di H_3PO_4 e di H_2S che si formano dalla reazione completa di 100.0 g di P_4S_{10} con un eccesso di acqua.

$$G_{H_3PO_4} = m_{H_3PO_4} \cdot MM_{H_3PO_4} = 0,8996 \cdot 97,995 = 88,16 \text{ g}$$

$$G_{H_2S} = m_{H_2S} \cdot MM_{H_2S} = 2,249 \cdot 34,092 = 76,67 \text{ g}$$

RELAZIONI PONDERALI

3. 1.00 g di Fe reagisce completamente con 0.861 g di zolfo per dare un composto Fe_xS_y . Trovare la formula chimica del composto.



$$n_{Fe} = \frac{G_{Fe}}{MA_{Fe}} = \frac{1,00}{55,845} = 1,79 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

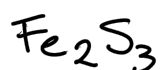
$$n_S = \frac{G_S}{MA_S} = \frac{0,861}{32,076} = 2,68 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$x:y = n_{Fe} : n_S$$

RELAZIONI PONDERALI

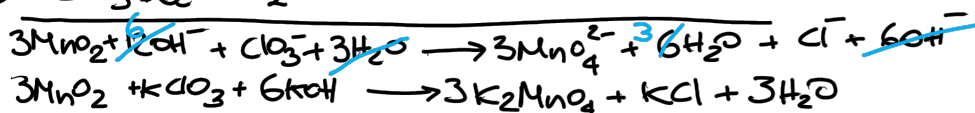
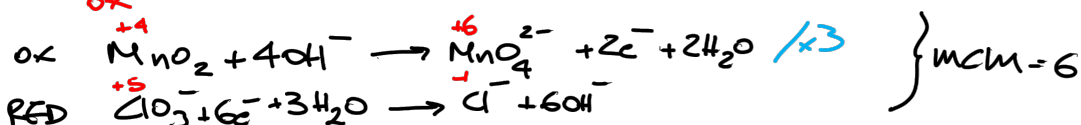
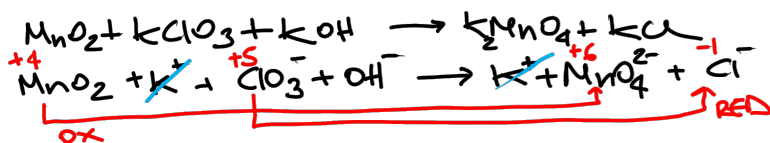
3. 1.00 g di Fe reagisce completamente con 0.861 g di zolfo per dare un composto Fe_xS_y . Trovare la formula chimica del composto.

$$\frac{y}{x} = \frac{m_S}{m_{\text{Fe}}} = \frac{2,68 \cdot 10^{-2}}{1,79 \cdot 10^{-2}} = 1,50 = \frac{3}{2}$$



REAGENTE LIMITANTE

1. MnO_2 reagisce con KOH e KClO_3 fusi per formare K_2MnO_4 e KCl (reazione da bilanciare). Calcolare quanti grammi di K_2MnO_4 si possono ottenere facendo reagire 6.00 g di MnO_2 con 15.0 g di KClO_3 .

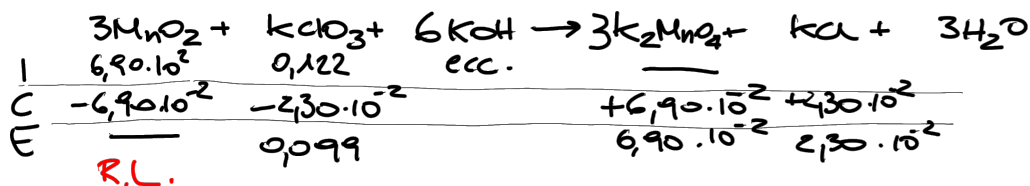


$$n_{\text{MnO}_2} = \frac{G_{\text{MnO}_2}}{M_{\text{MnO}_2}} = \frac{6,00}{89,937} = 6,90 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

REAGENTE LIMITANTE

1. MnO_2 reagisce con KOH e KClO_3 fusi per formare K_2MnO_4 e KCl (reazione da bilanciare). Calcolare quanti grammi di K_2MnO_4 si possono ottenere facendo reagire 6.00 g di MnO_2 con 15.0 g di KClO_3 .

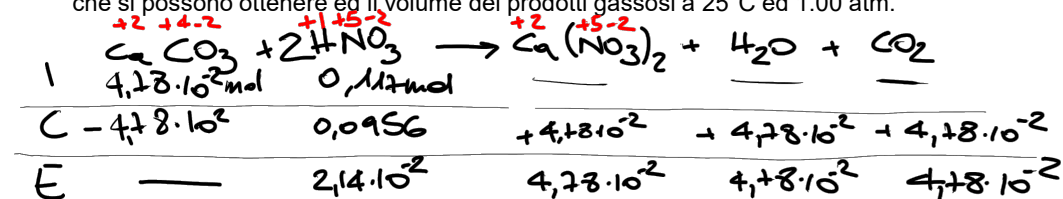
$$n_{\text{KClO}_3} = \frac{G_{\text{KClO}_3}}{MM_{\text{KClO}_3}} = \frac{15,0}{122,55} = 0,122 \text{ mol}$$



$$G_{\text{K}_2\text{MnO}_4} = n_{\text{K}_2\text{MnO}_4} \cdot MM_{\text{K}_2\text{MnO}_4} = 6,90 \cdot 10^{-2} \cdot 181,132 = 12,5 \text{ g}$$

REAGENTE LIMITANTE

2. 4.78 g di triossocarbonato (IV) di calcio vengono fatti reagire 7.38 g di acido triossonitrico (V), ottenendo come prodotti il ditriossonitrato (V) di calcio, acqua e diossido di carbonio. Calcolare le quantità massime dei prodotti che si possono ottenere ed il volume dei prodotti gassosi a 25°C ed 1.00 atm.



$$n_{\text{CaCO}_3} = \frac{G_{\text{CaCO}_3}}{MM} = \frac{4,78}{100,087} = 4,78 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_{\text{HNO}_3} = \frac{G_{\text{HNO}_3}}{MM} = \frac{7,38}{63,01} = 0,117 \text{ mol}$$

REAGENTE LIMITANTE

2. 4.78 g di triossocarbonato (IV) di calcio vengono fatti reagire 7.38 g di acido triossonitrico (V), ottenendo come prodotti il ditriossonitrato (V) di calcio, acqua e diossido di carbonio. Calcolare le quantità massime dei prodotti che si possono ottenere ed il volume dei prodotti gassosi a 25°C ed 1.00 atm.

$$G_{Ca(NO_3)_2} = m_{Ca(NO_3)_2} \cdot MM =$$

$$G_{H_2O} = m_{H_2O} \cdot MM =$$

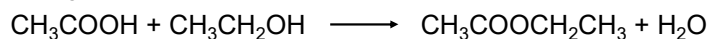
$$G_{CO_2} = m_{CO_2} \cdot MM =$$

$$pV = nRT$$

$$V_{CO_2} = \frac{n_{CO_2} RT}{p} = \frac{4,78 \cdot 10^{-2} \cdot 0,0821 \cdot (25+273,15)}{1,00} = 1,17 L$$

RESA DI UNA REAZIONE CHIMICA

1. 25.0 g di acido acetico CH_3COOH vengono fatti reagire con 20.0 g di alcol etilico CH_3CH_2OH . Dalla reazione si ottengono 29.5 g di acetato di etile. Calcolare la resa della reazione:



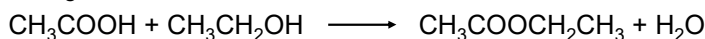
I	0,414	0,429	
C	-0,414	-0,414	+0,414
E		0,015	0,414

$$n_{CH_3COOH} = \frac{G_{CH_3COOH}}{MM} = \frac{25,0}{60,328} = 0,414 \text{ mol}$$

$$n_{CH_3CH_2OH} = \frac{G_{CH_3CH_2OH}}{MM} = \frac{20,0}{46,600} = 0,429 \text{ mol}$$

RESA DI UNA REAZIONE CHIMICA

1. 25.0 g di acido acetico CH_3COOH vengono fatti reagire con 20.0 g di alcol etilico $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$. Dalla reazione si ottengono 29.5 g di acetato di etile. Calcolare la resa della reazione:



$$G_{\text{prod, th}} = m_{\text{prod, th}} \cdot \text{MM} = 0,414 \cdot 83,106 = 35,6 \text{ g TEORICI}$$

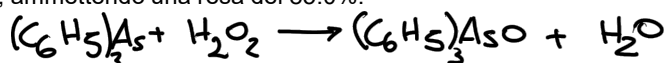
$$Y(\%) = \frac{G_{\text{prod}}}{G_{\text{prod, th}}} \cdot 100 = \frac{29,5}{35,6} \cdot 100 = 82,8 \%$$

$$m_{\text{prod}} = \frac{G_{\text{prod}}}{\text{MM}} =$$

$$Y = \frac{m_{\text{prod}}}{m_{\text{prod, th}}} \cdot 100 = \frac{\quad}{0,414} \cdot 100$$

RESA DI UNA REAZIONE CHIMICA

2. 100.0 g di $(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{As}$ vengono ossidati con un eccesso di H_2O_2 . Calcolare quanto $(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{AsO}$ si ottiene dalla reazione, ammettendo una resa del 85.0%.



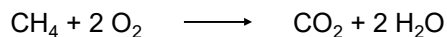
$$m_{(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{As}} = \frac{G_{(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{As}}}{\text{MM}} = \frac{100,0}{306,239} = 0,3265 \text{ mol} = m_{(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{AsO th}}$$

$$G_{(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{AsO}} = m_{(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{AsO}} \cdot \text{MM} = 0,3265 \cdot 322,238 = 105,2 \text{ g TEORICI}$$

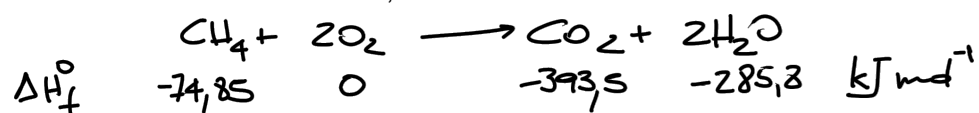
$$G_{(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{AsO eff}} = G_{(\text{C}_6\text{H}_5)_3\text{AsO}} \cdot Y = 105,2 \cdot \frac{85,0}{100} = 89,4 \text{ g}$$

ENTALPIA

1. Calcolare l'entalpia della reazione in condizioni standard



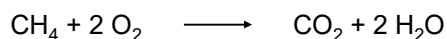
e calcolare il calore prodotto dalla reazione di combustione di 1,00 m³ di metano misurato a 293 K e 50,0 bar.



$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{reaz}}^\circ &= (\Delta H_{f,\text{CO}_2}^\circ + 2\Delta H_{f,\text{H}_2\text{O}}^\circ) - (\Delta H_{f,\text{CH}_4}^\circ + 2\Delta H_{f,\text{O}_2}^\circ) = \\ &= (-393,5 - 2 \cdot 285,8) - (-74,85 + 2 \cdot 0) = -890,2 \text{ kJ mol}^{-1} \\ &\quad \text{ESS TERMICA} \end{aligned}$$

ENTALPIA

1. Calcolare l'entalpia della reazione in condizioni standard



e calcolare il calore prodotto dalla reazione di combustione di 1,00 m³ di metano misurato a 293 K e 50,0 bar.

$$n_{\text{CH}_4} = \frac{PV}{RT} = \frac{50,0 \cdot 10^5 \cdot 1,00}{8314 \cdot 293} = 2052 \text{ mol}$$

$$Q = |\Delta H_{\text{reaz}}^\circ \cdot n_{\text{CH}_4}| = |-890,2 \cdot 2052| = 1,852 \cdot 10^6 \text{ kJ} = 1,822 \text{ GJ}$$

ENERGIA LIBERA

Condizioni di spontaneità

$$\underline{\Delta H > 0, \Delta S > 0}$$

$$\Delta H - T\Delta S < 0$$

$$\Delta H < T\Delta S$$

$$T > \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

$$\underline{\Delta H < 0, \Delta S < 0}$$

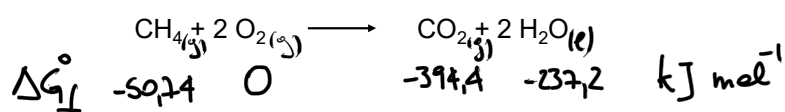
$$\Delta H - T\Delta S < 0$$

$$\Delta H < T\Delta S$$

$$T < \frac{\Delta H}{\Delta S}$$

ENERGIA LIBERA

1. Calcolare l'energia libera della reazione in condizioni standard



$$\Delta G_{\text{reaz}}^\circ = (\Delta G_{f, \text{CO}_2}^\circ + 2\Delta G_{f, \text{H}_2\text{O}}^\circ) - (\Delta G_{f, \text{CH}_4}^\circ + 2\Delta G_{f, \text{O}_2}^\circ) =$$

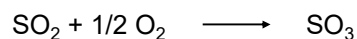
$$= (-394,4 - 2 \cdot 237,2) - (-50,74 + 2 \cdot 0) = -818,0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$\Delta G < 0$ SPONTANEO
ESOTHERMICO

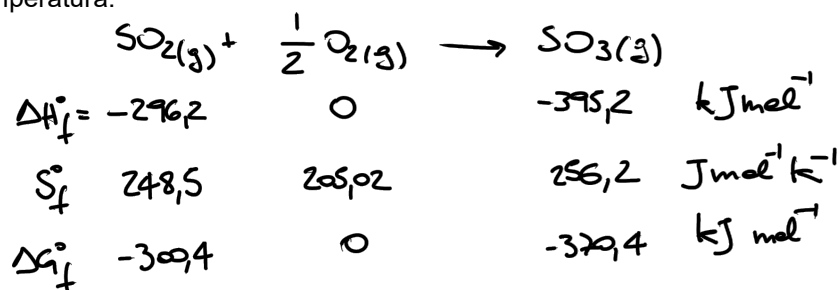
$$\Delta G_{\text{reaz}}^\circ = \Delta H_{\text{reaz}}^\circ - T \cdot \Delta S_{\text{reaz}}^\circ = -890,2 - (-298,15 \cdot 2,4272 \cdot 10^{-3}) = -817,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

ENERGIA LIBERA

2. Calcolare il ΔG^0 standard della reazione:



e a quale temperatura essa raggiunge il suo stato di equilibrio, considerando le variazioni di entalpia ed entropia costanti con la temperatura.



$$\Delta H_{\text{reaz}}^\circ = \Delta H_{f, \text{SO}_3}^\circ - \left(\Delta H_{f, \text{SO}_2}^\circ + \frac{1}{2} \Delta H_{f, \text{O}_2}^\circ \right) =$$

$$= -395,2 + 296,2 = -99,0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta S_{\text{reaz}}^\circ = S_{f, \text{SO}_3}^\circ - \left(S_{f, \text{SO}_2}^\circ + \frac{1}{2} S_{f, \text{O}_2}^\circ \right) =$$

$$= 256,2 - \left(248,5 + \frac{1}{2} \cdot 205,02 \right) = -94,5 \text{ J mol}^{-1} \text{K}^{-1}$$

$$\Delta G_{\text{reaz}}^\circ = \Delta H_{\text{reaz}}^\circ - T \cdot \Delta S_{\text{reaz}}^\circ =$$

$$= -99,0 + 298,15 \cdot 94,5 \cdot 10^{-3} = -70,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

SPONTANEA

At equilibrium: $\Delta G_{\text{rxn}}^{\circ} = 0$

$$\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ} - T \Delta S_{\text{rxn}}^{\circ} = 0$$

$$T_{\text{eq}} = \frac{\Delta H_{\text{rxn}}^{\circ}}{\Delta S_{\text{rxn}}^{\circ}} = \frac{-99,0 \text{ kJ mol}^{-1}}{-94,5 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot 10^{-3} \text{ kJ} \cdot \text{J}^{-1}} = 1048 \text{ K}$$