



b) • calculez le nombre de moles de chaque réactif

$$\text{POCl}_3 : \frac{770.0 \text{ g}}{(30.97 + 3 \times 35.45) \text{ g/mol}} = 5.6073 \text{ mol}$$

$$\text{Cl}_2 : \frac{325.0 \text{ g}}{(2 \times 35.45) \text{ g/mol}} = 4.5839 \text{ mol}$$

$$\text{P}_4\text{O}_{10} : \frac{245.0 \text{ g}}{(4 \times 30.97 + 10 \times 16.00) \text{ g/mol}} = 0.86304 \text{ mol}$$

• calculez le nombre de moles de  $\text{POCl}_3$  qu'on produirait si chaque réactif était limitant

$$\text{POCl}_3 : 5.6073 \text{ mol} \times \frac{10}{6} = 9.3455 \text{ mol}$$

$$\text{Cl}_2 : 4.5839 \text{ mol} \times \frac{10}{6} = 7.6398 \text{ mol}$$

$$\text{P}_4\text{O}_{10} : 0.86304 \text{ mol} \times \frac{10}{1} = 8.6304 \text{ mol}$$

$\Rightarrow \text{Cl}_2$  est le réactif limitant

$\Rightarrow$  on produirait

$$(7.6398 \text{ mol}) [30.97 + 16.00 + 3 \times 35.45] \text{ g/mol}$$

$$= \underline{1171 \text{ g}} \text{ de } \text{POCl}_3$$

a) positive (plus de gaz, plus de désordre)

b) imaginez que vous avez 100 g du composé et calculez le nombre de mols de chaque élément

$$C: 40.32 \text{ g} / 12.01 \text{ g/mol} = 3.36$$

$$S: 26.91 \text{ g} / 32.07 \text{ g/mol} = 0.84$$

$$O: 26.85 \text{ g} / 16.00 \text{ g/mol} = 1.68$$

$$H: 5.92 \text{ g} / 1.008 \text{ g/mol} = 5.87$$

⇒ le rapport C:S:O:H est 4:1:2:7

⇒ la formule empirique est  $C_4 S O_2 H_7$

• si la formule empirique était  $C_4 S O_2 H_7$ , on aurait une masse molaire de

$$[4 \times 12.01 + 1 \times 32.07 + 2 \times 16.00 + 7 \times 1.008] = 119.17 \text{ g/mol}$$

$$\Rightarrow \text{soit } 595.8 / 119.17 = 5 \text{ fois trop petit}$$

⇒ la formule moléculaire est  $C_{20} S_5 O_{10} H_{35}$

• la masse d'une seule molécule est

$$\frac{595.8 \text{ g mol}^{-1}}{6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = \underline{\underline{9.894 \times 10^{-22} \text{ g}}}$$

a) Thomson

b) calculez le nombre total de moles de gaz

$$P_T V = n_T RT$$

$$n_T = \frac{P_T V}{RT} = \frac{(1.00)(4.00)}{(0.082057)(298.15)} = 0.1635 \text{ mol}$$

• calculez le nombre de moles de Ne

$$n_{\text{Ne}} = \frac{1.00 \text{ g}}{20.18 \text{ g/mol}} = 0.04955 \text{ mol}$$

• calculez le nombre de moles de He

$$n_T = n_{\text{Ne}} + n_{\text{He}} \Rightarrow n_{\text{He}} = n_T - n_{\text{Ne}}$$

$$n_{\text{He}} = 0.1635 - 0.04955 = 0.11395 \text{ mol}$$

• calculez la masse de He

$$m_{\text{He}} = (0.11395 \text{ mol})(4.00 \text{ g/mol}) = \underline{\underline{0.456 \text{ g}}}$$

• si  $P$  augmente par un facteur de deux, et  $V$  diminue par un facteur de deux,  $PV$  est constant

$\Rightarrow$  et car  $n_T$  est constant,  $T$  est constante

$\Rightarrow$  température finale = 25.0°C

ou 298 K

a) le nombre d'atomes de  $^{12}\text{C}$  dans 12 g de  $^{12}\text{C}$

b)  $\Rightarrow$  la chaleur qui sort du Fe rentre dans l'eau et le contenant

$$Q_{\text{eau}} + Q_{\text{contenant}} = -Q_{\text{Fe}}$$

$$m_{\text{eau}} s_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} + C_{\text{cont}} \Delta T_{\text{cont}} = -m_{\text{Fe}} s_{\text{Fe}} \Delta T_{\text{Fe}}$$

$\Rightarrow$  la température finale,  $T_f$ , est la même pour les trois

$$\begin{aligned} m_{\text{eau}} s_{\text{eau}} (T_f - 21.0) + C_{\text{cont}} (T_f - 21.0) \\ = -m_{\text{Fe}} s_{\text{Fe}} (T_f - 75.0) \end{aligned}$$

$$[(399)(4.184) + (287)] (T_f - 21.0)$$

$$= -(127)(0.444)(T_f - 75.0)$$

$$[1956.4 + 56.4] T_f = [41084 + 4229]$$

$$T_f = \frac{45313}{2012.8} = \underline{\underline{22.5^\circ\text{C}}}$$

a) un chiffre significatif (la réponse est 0.2)

b) calculez la valeur de  $\Delta H^\circ$

$$\ln(K_2/K_1) = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

$$\Delta H^\circ = \frac{-R \ln(K_2/K_1)}{(1/T_2 - 1/T_1)} = \frac{-8.3145 \ln(417/597)}{(1/308.15 - 1/298.15)}$$

$$\Delta H^\circ = -27411 \text{ J} = \underline{\underline{-27.4 \text{ kJ}}}$$

• calculez  $\Delta G^\circ$  à  $25^\circ\text{C}$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{25^\circ\text{C}} = -(8.3145)(298.15) \ln 597$$

$$\Delta G^\circ = -15845 \text{ J}$$

• calculez  $\Delta S^\circ$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta G^\circ - \Delta H^\circ}{-T}$$

$$\Delta S^\circ = \frac{-15845 - (-27411)}{-298.15} = \underline{\underline{-38.8 \text{ J/K}}}$$

• calculez  $\Delta G^\circ$  à  $50^\circ\text{C}$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -27411 - (323.15)(-38.8)$$

$$= -14873 \text{ J} = \underline{\underline{-14.9 \text{ kJ}}}$$

• calculez  $K$  à  $50^\circ\text{C}$

$$K = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-14873)/(8.3145)(323.15)} = \underline{\underline{254}}$$