

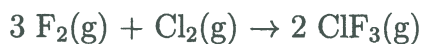
1 point

Il y a combien de chiffres significatifs dans la réponse pour le suivant: $774.3 + 1326.2156 + 0.577$?

5

9 points

Dans un volume fixe de 20.0 L, à une température constante de 25°C, on a un mélange de $F_2(g)$ et $Cl_2(g)$. La pression partielle du $F_2(g)$ est 3.88 atm et celle du Cl_2 est 2.77 atm. La réaction suivante se produit:



Quelle masse de $ClF_3(g)$ peut-on produire? Lorsque le réactif limitant réagit entièrement, quelle sera la pression partielle finale du réactif en excès? Le volume et la température sont toujours 20.0 L et 25°C.

• trouvez les nombres de moles de F_2 et Cl_2

$$n_{F_2} = \frac{P_{F_2} V}{RT} = \frac{(3.88)(20.0)}{(0.082056)(298.15)} = 3.1719 \text{ mol}$$

$$n_{Cl_2} = \frac{P_{Cl_2} V}{RT} = \frac{(2.77)(20.0)}{(0.082056)(298.15)} = 2.2645 \text{ mol}$$

• trouvez le nombre de moles de ClF_3 qu'on peut produire

$$F_2: 3.1719 \times \frac{2}{3} = 2.1146 \text{ mol} \Rightarrow F_2 \text{ limitant}$$

$$Cl_2: 2.2645 \times \frac{2}{1} = 4.5290 \text{ mol}$$

$$\text{masse } ClF_3 = (2.1146 \text{ mol})(35.45 + 3 \times 19.00) \text{ g/mol} = \underline{\underline{195 \text{ g}}}$$

Cl_2 non-réagi: 1 Cl_2 réagit avec 3 F_2 , donc

1.0573 moles Cl_2 réagira avec 3.1719 moles F_2 ,
et $2.2645 - 1.0573 = 1.2072$ moles restent

$$P_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2} RT}{V} = \frac{(1.2072)(0.082056)(298.15)}{20.0} = \underline{\underline{1.48 \text{ atm}}}$$

1 point

Pour la réaction $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, est-ce que la valeur de ΔH est positive, négative, ou nulle (vous n'avez pas besoin d'expliquer votre réponse)?

négative

9 points

- (a) (6 points) La composition centésimale d'une substance inconnue est 47.71% C, 27.24% O, 15.90% N, et 9.15% H. Quelle est sa formule empirique? La masse molaire de cette substance est 528.64 g/mol. Quelle est sa formule moléculaire?
- (b) (3 points) Un oxyde de Mn (un composé qui contient seulement le Mn et O) est 49.52% Mn par masse. Quelle est la formule empirique de cet oxyde de Mn?

a) imaginez 100.00 g de la substance

$$\left. \begin{array}{l} \text{C: } 47.71 \text{ g} / 12.01 \text{ g/mol} = 3.973 \text{ mol} \Rightarrow 3.5 \Rightarrow 7 \\ \text{O: } 27.24 \text{ g} / 16.00 \text{ g/mol} = 1.703 \text{ mol} \Rightarrow 1.5 \Rightarrow 3 \\ \text{N: } 15.90 \text{ g} / 14.01 \text{ g/mol} = 1.135 \text{ mol} \Rightarrow 1 \Rightarrow 2 \\ \text{H: } 9.15 \text{ g} / 1.01 \text{ g/mol} = 9.059 \text{ mol} \Rightarrow 8 \Rightarrow 16 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{formule} \\ \text{empirique:} \\ \underline{\underline{\text{C}_7\text{O}_3\text{N}_2\text{H}_{16}}} \\ \uparrow \\ 176.25 \text{ g/mol} \end{array}$$

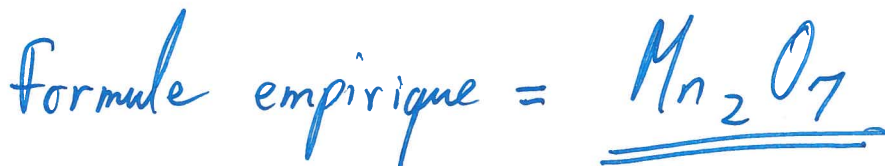
\Rightarrow la masse molaire est $\frac{528.64}{176.25} = 3$ fois plus grande, donc



b) imaginez 100.00 g de la substance

$$\text{Mn: } 49.52 \text{ g} / 54.94 \text{ g/mol} = 0.901 \text{ mol} \Rightarrow 1 \Rightarrow 2$$

$$\text{O: } 50.48 \text{ g} / 16.00 \text{ g/mol} = 3.155 \text{ mol} \Rightarrow 3.5 \Rightarrow 7$$



1 point

Si l'acide perchlorique est le HClO_4 , quelle est la formule précise de l'anion hypochlorite?



9 points

- (a) (7 points) Dans un contenant d'acier de 10.0 L, on a 17.7 g de $\text{N}_2(\text{g})$, 22.2 g de O_2 , et une masse inconnue de $\text{CO}_2(\text{g})$. Si la température est 25°C et la pression totale dans le contenant est 5.33 atm, quelle est la masse du $\text{CO}_2(\text{g})$ dans le contenant?
- (b) (2 points) À quelle température doit on refroidir le $\text{He}(\text{g})$ afin que la vitesse moyenne des molécules est seulement 100.0 m/s?

a) calculez le nombre total de moles de gaz ainsi que les moles de N_2 et O_2

$$n_T = \frac{P_T V}{RT} = \frac{(5.33)(10.0)}{(0.082056)(298.15)} = 2.1786 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = 17.7 \text{ g} / 28.02 \text{ g/mol} = 0.6317 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = 22.2 \text{ g} / 32.00 \text{ g/mol} = 0.6938 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CO}_2} = n_T - n_{\text{N}_2} - n_{\text{O}_2} = 2.1786 - 0.6317 - 0.6938 = 0.8531 \text{ mol}$$

$$\text{masse } \text{CO}_2 = (0.8531 \text{ mol})(44.01 \text{ g/mol}) = \underline{\underline{37.5 \text{ g}}}$$

$$b) v = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \Rightarrow v^2 = \frac{3RT}{M} \Rightarrow T = \frac{Mv^2}{3R}$$

$$T = \frac{(0.00400 \text{ kg/mol})(100.0 \text{ m/s})^2}{(3)(8.3145 \text{ JK}^{-1}\text{mol}^{-1})} = \underline{\underline{1.60 \text{ K}}}$$

1 point

Donnez l'équation équilibrée pour la combustion du $C_4H_{10}O(l)$ (la combustion est la réaction d'une substance avec le $O_2(g)$ pour produire le $CO_2(g)$ et le $H_2O(l)$).



9 points

On veut chauffer 70.0 kg d'eau de $20.0^\circ C$ à $60.0^\circ C$ en faisant la combustion du méthane (N.B. la combustion est la réaction d'une substance avec le $O_2(g)$ pour produire le $CO_2(g)$ et le $H_2O(l)$). Le méthane est à $20.0^\circ C$ et une pression de 1.00 atm. Quel volume de ce méthane doit on brûler?

$$\Delta H_f^\circ (CH_4, g) = -74.9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ (CO_2, g) = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ (H_2O, l) = -285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$s (H_2O, l) = 4.184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$$



$$\Delta H = (1)(-393.5) + (2)(-285.8) - (1)(-74.9) - (2)(0) = -890.2 \text{ kJ}$$

· calculez le montant de chaleur qui doit rentrer dans l'eau (et donc sortir de la réaction)

$$Q = ms \Delta T = (70000 \text{ g})(4.184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1})(40.0 \text{ K}) = 11715 \text{ kJ}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mole } CH_4 \rightarrow 890.2 \text{ kJ} \\ x \rightarrow 11715 \text{ kJ} \end{array} \right\} x = 13.16 \text{ mol}$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{(13.16)(0.082056)(293.15)}{1.00}$$

$$V = \underline{\underline{317 \text{ L}}}$$

1 point

La formule empirique d'un composé inconnu est $C_4H_7O_2$. Si sa masse moléculaire est environ 435 g/mol, quelle est la formule moléculaire de ce composé inconnu?



9 points

(a) (6 points) On place 50.0 g d'un métal à 100.0°C dans 100.0 g d'eau à 0.0°C . Les chaleurs spécifiques du métal et de l'eau sont respectivement 0.500 et $4.184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$. Quelle sera la température finale?

(b) (3 points) Pour la réaction $A(s) \rightarrow A(l)$, qui se produit sous une pression constante de 1.00 atm et une température constante de 25°C , $\Delta H = +35.0 \text{ kJ}$. Quelles sont les valeurs de Q , W , et ΔU ?

a) $Q_{\text{eau}} = -Q_M$ et même température finale, T_f

$$m_{\text{eau}} s_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} = -m_M s_M \Delta T_M$$

$$(100.0)(4.184)(T_f - 0.0) = -(50.0)(0.500)(T_f - 100.0)$$

$$418.4 T_f = -25.0 T_f + 2500$$

$$443.4 T_f = 2500 \Rightarrow T_f = \frac{2500}{443.4} = \underline{\underline{5.6^\circ\text{C}}}$$

b) car pression constante, $Q = \Delta H = \underline{\underline{+35.0 \text{ kJ}}}$

$$\Delta U = \Delta H - RT \Delta n_{\text{gaz}} = \Delta H = \underline{\underline{+35.0 \text{ kJ}}}$$

\nearrow
 $= 0$

$$\Delta U = Q + W \Rightarrow W = \Delta U - Q = 35.0 - 35.0 = \underline{\underline{0 \text{ kJ}}}$$