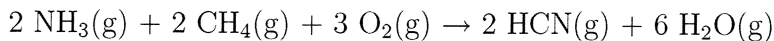


1 point

Il y a combien de chiffres significatifs dans la réponse pour le suivant: $1.234 - 0.001 - 2.00$?

9 points

411.0 g de $\text{NH}_3(\text{g})$, 211.0 g de $\text{CH}_4(\text{g})$, et 344.0 g de $\text{O}_2(\text{g})$ réagissent ensemble de la façon suivante:



Quelle masse de $\text{HCN}(\text{g})$ produit-on?

• calculez le nombre de moles de HCN que chaque réactif produirait si il était limitant

$$\text{NH}_3 = \frac{411.0 \text{ g NH}_3}{(14.01 + 3 \times 1.01) \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ mol HCN}}{2 \text{ mol NH}_3} = 24.1197 \text{ mol HCN}$$

$$\text{CH}_4 = \frac{211.0 \text{ g CH}_4}{(12.01 + 4 \times 1.01) \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ mol HCN}}{2 \text{ mol CH}_4} = 13.1464 \text{ mol HCN}$$

$$\text{O}_2 = \frac{344.0 \text{ g O}_2}{(2 \times 16.00) \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ mol HCN}}{3 \text{ mol O}_2} = 7.1667 \text{ mol HCN}$$

$\Rightarrow \text{O}_2$ est limitant et on produira 7.1667 mol de HCN

$$\text{masse HCN} = (7.1667 \text{ mol}) [1.01 + 12.01 + 14.01] \text{ g/mol}$$

$$= \underline{\underline{193.7 \text{ g}}}$$

1 point

Qui a découvert la charge de l'électron?

Millikan

9 points

La composition centésimale d'un sel inconnu est 57.67% O, 25.45% Cu, 12.84% S, et 4.04% H. Quelle est la formule empirique de ce sel? Pour un deuxième composé qui contient seulement le Mn (manganèse) et le O (oxygène), le pourcentage de masse pour Mn est 57.87%. Quelle est la formule empirique de ce deuxième sel?

• supposons qu'on a 100 g de ce solide

$$\text{O: } 57.67 \text{ g} / 16.00 \text{ g/mol} = 3.60 \text{ mol} \Rightarrow \textcircled{9}$$

$$\text{Cu: } 25.45 \text{ g} / 63.55 \text{ g/mol} = 0.40 \text{ mol} \Rightarrow \textcircled{1}$$

$$\text{S: } 12.84 \text{ g} / 32.07 \text{ g/mol} = 0.40 \text{ mol} \Rightarrow \textcircled{1}$$

$$\text{H: } 4.04 \text{ g} / 1.01 \text{ g/mol} = 4.00 \text{ mol} \Rightarrow \textcircled{10}$$

\Rightarrow la formule empirique est $\text{O}_9 \text{CuSH}_{10}$

• le deuxième composé est 57.87% Mn et 42.13% O

$$\text{Mn: } 57.87 \text{ g} / 54.94 \text{ g/mol} = 1.053 \text{ mol} \Rightarrow \textcircled{1} \Rightarrow \textcircled{2}$$

$$\text{O: } 42.13 \text{ g} / 16.00 \text{ g/mol} = 2.633 \text{ mol} \Rightarrow \textcircled{2.5} \Rightarrow \textcircled{5}$$

\Rightarrow la formule empirique est Mn_2O_5

1 point

Si l'acide hypochloreux est le HOCl, quelle est la formule précise de l'anion chlorite?



9 points

Dans un contenant d'acier de 10.0 L, on place 10.0 g de $\text{N}_2(\text{g})$ et 10.0 g de $\text{O}_2(\text{g})$. La pression totale est 2.00 atm. Quelle est la pression partielle de $\text{N}_2(\text{g})$ et quelle est la vitesse quadratique (ou la vitesse moyenne) des molécules de $\text{N}_2(\text{g})$?

• calculez le nombre de moles de gaz

$$n_{\text{N}_2} = \frac{10.0 \text{ g}}{[2 \times 14.01] \text{ g/mol}} = 0.35689 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{10.0 \text{ g}}{[2 \times 16.00] \text{ g/mol}} = 0.31250 \text{ mol}$$

$$n_T = n_{\text{N}_2} + n_{\text{O}_2} = [0.35689 + 0.31250] \text{ mol} = 0.66939 \text{ mol}$$

$$P_{\text{N}_2} = X_{\text{N}_2} P_T = \frac{0.35689 \text{ mol}}{0.66939 \text{ mol}} \times 2.00 \text{ atm} = \underline{\underline{1.07 \text{ atm}}}$$

$$P_T V = n_T R T \Rightarrow T = \frac{P_T V}{n_T R} = \frac{(2.00 \text{ atm})(10.0 \text{ L})}{(0.66939 \text{ mol})(0.082056 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}})}$$

$$T = 364.12 \text{ K}$$

$$V_{\text{quad}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{(3)(8.3145 \text{ J/K mol})(364.12 \text{ K})}{(2)(14.01 \times 10^{-3} \text{ kg/mol})}}$$

$$V_{\text{quad}} = \underline{\underline{569 \text{ m/s}}}$$

1 point

Indiquez si la valeur de W (le travail) est nulle, positive, ou négative pour la vaporisation de l'eau ($\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(g)$) dans un contenant d'acier où le volume est fixe à 1.00 L.

$$W = 0$$

9 points

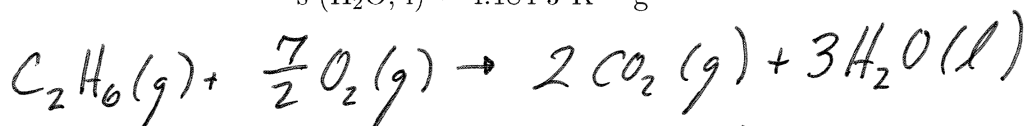
On veut chauffer de l'eau en faisant la combustion de l'éthane (N.B. la combustion est la réaction d'une substance avec le $\text{O}_2(g)$ pour produire le $\text{CO}_2(g)$ et le $\text{H}_2\text{O}(l)$). A 20.0°C et une pression de 1.00 atm, on fait la combustion de 122.2 L d'éthane (C_2H_6). Toute la chaleur libérée par cette réaction rentre dans l'eau pour augmenter sa température de 20.0°C à 70.0°C . Quelle masse d'eau (en kg) avons-nous pu réchauffer avec la combustion de ce volume de méthane?

$$\Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_6, g) = -103.9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2, g) = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}, l) = -285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$s (\text{H}_2\text{O}, l) = 4.184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$$



$$\Delta H^\circ = (2 \text{ mol})(-393.5 \text{ kJ/mol}) + (3 \text{ mol})(-285.8 \text{ kJ/mol}) - (1)(-103.9 \text{ kJ/mol}) - 0$$
$$\Delta H^\circ = -1540.5 \text{ kJ}$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_6} = \frac{PV}{RT} = \frac{(1.00 \text{ atm})(122.2 \text{ L})}{(0.082056 \text{ L atm / K mol})(293.15 \text{ K})} = 5.0801 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol C}_2\text{H}_6 \rightarrow \Delta H^\circ = -1540.5 \text{ kJ}, \text{ donc } 5.0801 \text{ mol} \rightarrow -7825.87 \text{ kJ}$$

$$Q_{\text{eau}} = -Q_{\text{combustion}} = -(-7825.87 \text{ kJ}) = +7825.87 \text{ kJ}$$

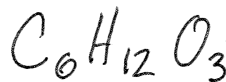
$$Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} s_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} \Rightarrow m_{\text{eau}} = \frac{Q_{\text{eau}}}{s_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}}}$$

$$m_{\text{eau}} = \frac{7825.870 \text{ J}}{(4.184 \text{ J/K g})(50.0 \text{ K})} = 37408 \text{ g}$$

$$m_{\text{eau}} = \underline{\underline{37.4 \text{ kg}}}$$

1 point

La formule empirique d'un composé inconnu est C_2H_4O . Si sa masse moléculaire est environs 132 g/mol, quelle est la formule moléculaire de ce composé inconnu?



9 points

Dans une bombe calorimétrique à volume constant, on fait la combustion de 1.11 g de $C_6H_{12}(l)$ (N.B. la combustion est la réaction d'une substance avec le $O_2(g)$ pour produire le $CO_2(g)$ et le $H_2O(l)$). La bombe calorimétrique a une capacité calorifique de 2.50 kJ K^{-1} et contient 2.125 kg d'eau. La chaleur spécifique de l'eau est $4.184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$. La température du calorimètre et de l'eau monte de 21.25°C à 26.77°C . Calculez la valeur de Q , W , ΔH , et ΔU qu'on aurait pour la combustion d'une mole de $C_6H_{12}(l)$ dans ce même bombe calorimétrique.

$$Q_{\text{comb}} = -[Q_{\text{eau}} + Q_{\text{bombe}}]$$

$$\begin{aligned} Q_{\text{comb}} &= -[m_{H_2O} s_{H_2O} \Delta T + C \Delta T] \\ &= -[(2125 \text{ g})(4.184 \text{ J/gK})(5.52 \text{ K}) + (2500 \text{ J/K})(5.52 \text{ K})] \\ &= -62\,878 \text{ J} \end{aligned}$$

1.11 g \rightarrow -62.878, donc 1 mol (84.18g) donnera -4768.6 kJ

\Rightarrow à volume constant, $Q = \Delta U = -4.77 \times 10^3 \text{ J}$

\Rightarrow à volume constant, $W = 0$

\Rightarrow pour ΔH , on utilise typiquement $\Delta H = \Delta U + RT\Delta n$, mais T varie un peu dans cette question

\Rightarrow je n'ai pas enlevé des points pour le calcul de ΔH sauf si quelque chose fondamentalement incorrect a été fait

(eg.; $\Delta H = Q$ à P constant, mais V était constant dans cette question)