

1 point

Il y a combien de chiffres significatifs dans la réponse pour le suivant: $50.3 + 45.3 + 9.22$?

9 points

333.3 g de NaOH, 222.2 g de Al_2O_3 , et 244.4 g de HF réagissent ensemble de la façon suivante:



(a) Quelle masse de Na_3AlF_6 produit-on?

(b) Si on voulait produire 1.000 kg de Na_3AlF_6 , quelle masse de Al_2O_3 serait nécessaire? Pour partie (b), supposez que les autres réactifs seront en excès.

a) • calculez la masse de Na_3AlF_6 qu'on produirait si chaque réactif est limitant

$$\text{NaOH} = \frac{333.3 \text{ g NaOH}}{[22.99 + 16.00 + 1.01] \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ mol Na}_3\text{AlF}_6}{6 \text{ mol NaOH}} = 2.7775 \text{ mol Na}_3\text{AlF}_6$$

$$\text{Al}_2\text{O}_3 = \frac{222.2 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{[2 \times 26.98 + 3 \times 16.00] \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ mol Na}_3\text{AlF}_6}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 4.3586 \text{ mol Na}_3\text{AlF}_6$$

$$\text{HF} = \frac{244.4 \text{ g HF}}{[1.01 + 19.00] \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ mol Na}_3\text{AlF}_6}{12 \text{ mol HF}} = 2.0356 \text{ mol Na}_3\text{AlF}_6$$

⇒ HF est le réactif limitant

$$\text{masse} = (2.0356 \text{ mol}) (3 \times 22.99 + 26.98 + 6 \times 19.00) \text{ g/mol} = \underline{\underline{427.4 \text{ g}}}$$

b)

$$1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 2 \text{ mol Na}_3\text{AlF}_6$$

ou

$$101.96 \text{ g Al}_2\text{O}_3 \rightarrow 419.90 \text{ g Na}_3\text{AlF}_6$$
$$x \rightarrow 1000 \text{ g Na}_3\text{AlF}_6$$

$$x = \underline{\underline{242.8 \text{ g}}}$$

1 point

Qui a découvert le rapport charge:masse de l'électron?

Thomson

9 points

La composition centésimale d'un sel inconnu est 60.87% O, 22.33% Ni, 12.20% S, et 4.60% H. Quelle est la formule empirique de ce sel? Pour un deuxième composé qui contient seulement le Cr (chrome) et le O (oxygène), le pourcentage de masse pour Cr est 68.42%. Quelle est la formule empirique de ce deuxième sel?

• disons qu'on a 100g de sel

$$O: 60.87g / 16.00g/mol = 3.80 mol \Rightarrow \textcircled{10}$$

$$Ni: 22.33g / 58.69g/mol = 0.38 mol \Rightarrow \textcircled{1}$$

$$S: 12.20g / 32.07g/mol = 0.38 mol \Rightarrow \textcircled{1}$$

$$H: 4.60g / 1.01g/mol = 4.55 mol \Rightarrow \textcircled{12}$$

\Rightarrow la formule empirique est $O_{10}NiSH_{12}$

• le deuxième sel est 68.42% Cr et 31.58% O

$$Cr: 68.42g / 52.00g/mol = 1.316 \Rightarrow \textcircled{1} \Rightarrow \textcircled{2}$$

$$O: 31.58g / 16.00g/mol = 1.974 \Rightarrow \textcircled{1.5} \Rightarrow \textcircled{3}$$

\Rightarrow la formule empirique est Cr_2O_3

1 point

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



9 points

Dans un contenant de 10.0 L, on a 11.1 g de $\text{N}_2(\text{g})$ pure et une pression de 1.00 atm. Quelle est la vitesse moyenne (ou la vitesse quadratique) des molécules de $\text{N}_2(\text{g})$ dans ce contenant? Dans un contenant de 20.0 L, on a 15.1 g de $\text{O}_2(\text{g})$ pure et une pression de 1.00 atm. On place les contenus (le $\text{N}_2(\text{g})$ et le $\text{O}_2(\text{g})$) de ces deux contenants dans un dernier contenant de 50.0 L. La pression totale finale est 1.00 atm. Quelle est la vitesse moyenne (ou la vitesse quadratique) des molécules de $\text{O}_2(\text{g})$ dans ce dernier contenant?

• trouvez la température du premier contenant

$$PV = nRT \Rightarrow T = \frac{PV}{nR} = \frac{(1.00 \text{ atm})(10.0 \text{ L})}{\left(\frac{11.1 \text{ g}}{2 \times 14.01 \text{ g/mol}}\right) (0.082056 \text{ L atm / K mol})}$$
$$T = 307.6 \text{ K}$$

$$v_{\text{quad}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{(3)(8.3145 \text{ J/K mol})(307.6 \text{ K})}{(2 \times 14.01 \times 10^{-3} \text{ kg/mol})}} = \underline{\underline{523 \text{ m/s}}}$$

• trouvez la température du troisième contenant

$$n_T = n_{\text{N}_2} + n_{\text{O}_2} = \frac{11.1 \text{ g}}{2 \times 14.01 \text{ g/mol}} + \frac{15.1 \text{ g}}{2 \times 16.00 \text{ g/mol}} = 0.86802 \text{ mol}$$

$$P_T V = n_T R T \Rightarrow T = \frac{P_T V}{n_T R} = \frac{(1.00 \text{ atm})(50.0 \text{ L})}{(0.86802 \text{ mol})(0.082056 \text{ L atm / mol K})}$$

$$T = 702.0 \text{ K}$$

$$v_{\text{quad}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{(3)(8.3145 \text{ J/K mol})(702.0 \text{ K})}{2 \times 16.00 \times 10^{-3} \text{ kg/mol}}} = \underline{\underline{740 \text{ m/s}}}$$

1 point

Indiquez si la valeur de W (le travail) est nulle, positive, ou négative pour la vaporisation de l'eau ($\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(g)$) sous une pression constante de 1.00 atm.

-

9 points

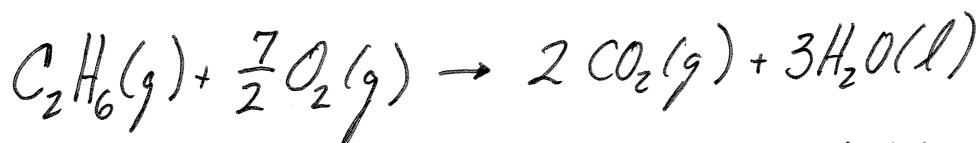
On veut chauffer de l'eau en faisant la combustion de l'éthane (C_2H_6) à 25.0°C et une pression de 1.00 atm (N.B. la combustion est la réaction d'une substance avec le $\text{O}_2(g)$ pour produire le $\text{CO}_2(g)$ et le $\text{H}_2\text{O}(l)$). Toute la chaleur libérée par cette réaction rentre dans 2.000 kg d'eau pour augmenter sa température de 25.0°C à 60.0°C . Quel volume d'éthane (C_2H_6) doit on utiliser?

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

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

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

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



$$\Delta H^\circ = (2 \text{ mol})(-393.5 \text{ kJ/mol}) + (3 \text{ mol})(-285.8 \text{ kJ/mol}) - (1 \text{ mol})(-103.9 \text{ kJ/mol}) - (\frac{7}{2} \text{ mol})(0) = -1540.5 \text{ kJ}$$

• calculez le montant de chaleur nécessaire pour chauffer l'eau

$$Q_{\text{eau}} = m_{\text{eau}} s_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} = (2000 \text{ g})(4.184 \text{ J/gK})(35.0 \text{ K}) = 292880 \text{ J} = 292.88 \text{ kJ}$$

• combien de moles de C_2H_6 sont nécessaires pour libérer 292.88 kJ de chaleur

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow 1540.5 \text{ kJ} \\ x \rightarrow 292.88 \text{ kJ} \end{array} \right\} x = 0.19012 \text{ mol}$$

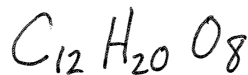
• calculez le volume

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{(0.19012 \text{ mol})(0.082056 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}})(298.15 \text{ K})}{(1.00 \text{ atm})}$$

$$V = \underline{\underline{4.65 \text{ L}}}$$

1 point

La formule empirique d'un composé inconnu est $C_3H_5O_2$. Si sa masse moléculaire est environs 292 g/mol, quelle est la formule moléculaire de ce composé inconnu?



9 points

On a 1.00 mol de $N_2(g)$ dans un volume de 24.11 L et une pression de 1.00 atm. Quelle est sa température?

On place ce $N_2(g)$ en contact avec 300.0 g de $H_2O(l)$ à $50.0^\circ C$. Quelle sera la température finale du $N_2(g)$ et $H_2O(g)$? La chaleur spécifique de $H_2O(l)$ est $4.184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$, et celle de $N_2(g)$ est $1.039 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$. La pression est toujours 1.00 atm. Quelle est la valeur de W (le travail) pour le $N_2(g)$ lors de son réchauffement?

• calculez la température du N_2

$$PV = nRT \Rightarrow T = \frac{PV}{nR} = \frac{(1.00 \text{ atm})(24.11 \text{ L})}{(1 \text{ mol})(0.082056 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}})} = 293.82 \text{ K} = \underline{\underline{20.7^\circ C}} \quad (\text{ou } \underline{\underline{21^\circ C}})$$

• calculez la température finale : $Q_{\text{eau}} = -Q_{N_2}$

$$m_{\text{eau}} s_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} = -m_{N_2} s_{N_2} \Delta T_{N_2}$$

$$(300.0 \text{ g})(4.184 \frac{\text{J}}{^\circ \text{C g}})(T_f - 50.0^\circ \text{C}) = - (28.02 \text{ g})(1.039 \frac{\text{J}}{^\circ \text{C g}})(T_f - 20.6^\circ \text{C})$$

$$(1255.2 \frac{\text{J}}{^\circ \text{C}} + 29.1 \frac{\text{J}}{^\circ \text{C}}) T_f = 62760 \text{ J} + 602 \text{ J}$$

$$T_f = \frac{63362 \text{ J}}{1284.3 \frac{\text{J}}{^\circ \text{C}}} = \underline{\underline{49.3^\circ C}} \quad \text{ou} \quad \underline{\underline{49^\circ C}}$$

• pour calculer W , il faut savoir ΔV (et faire le calcul en SI,

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_f = \frac{V_i T_f}{T_i} = \frac{(24.11 \text{ L})(49.3 + 273.15) \text{ K}}{(20.7 + 273.15) \text{ K}} = 26.46 \text{ L}$$

$$W = -P\Delta V = -(101325 \text{ Pa})(26.46 - 24.11) \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$W = \underline{\underline{-238 \text{ J}}}$$