

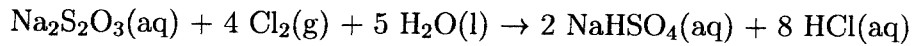
1 point

Il y a combien de chiffres significatifs dans la réponse pour le suivant: $74.32 + 26.2156 + 0.577$?

5

9 points

711.5 g de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{aq})$, 677.2 g de $\text{Cl}_2(\text{g})$, et 455.3 g de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ réagissent ensemble de la façon suivante:



Quelle masse de $\text{NaHSO}_4(\text{aq})$ produit-on?

• imaginez que chaque réactif est limitant... combien de moles de NaHSO_4 produirait-on ?

$$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 : \frac{711.5 \text{ g}}{(2 \times 22.99 + 2 \times 32.07 + 3 \times 16.00) \text{ g/mol}} \times \frac{2}{1} = 8.9995 \text{ mol}$$

$$\text{Cl}_2 : \frac{677.2 \text{ g}}{(2 \times 35.45) \text{ g/mol}} \times \frac{2}{4} = 4.7757 \text{ mol}$$

$$\text{H}_2\text{O} : \frac{455.3 \text{ g}}{(16.00 + 2 \times 1.008) \text{ g/mol}} \times \frac{2}{5} = 10.1088 \text{ mol}$$

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

$$\begin{aligned} \text{masse NaHSO}_4 &= (4.7757 \text{ mol})(22.99 + 1.008 + 32.07 + 4 \times 16.00) \text{ g/mol} \\ &= \underline{\underline{573.4 \text{ g}}} \end{aligned}$$

1 point

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

Thomson

9 points

On a 4.13 g d'un gaz inconnu dans un contenant de 500.0 mL et la pression est 1.00 atm à une température de 25°C. La composition centésimale de ce gaz inconnu est 35.65% C, 31.66% O, 27.71% N, et 4.99% H. Quelle est la formule empirique de ce gaz inconnu? Quelle est la formule moléculaire de ce gaz inconnu?

$$M = \frac{pRT}{p} = \frac{(4.13 \text{ g} / 0.500 \text{ L}) (0.082056 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}) (298.15 \text{ K})}{(1.00 \text{ atm})}$$
$$= 202 \text{ g/mol}$$

si on avait 100 g de composé

$$\text{C: } 35.65 \text{ g} / 12.01 \text{ g/mol} = 2.97 \text{ mol}$$

$$\text{O: } 31.66 \text{ g} / 16.00 \text{ g/mol} = 1.98 \text{ mol}$$

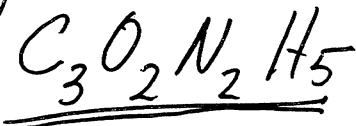
$$\text{N: } 27.71 \text{ g} / 14.01 \text{ g/mol} = 1.98 \text{ mol}$$

$$\text{H: } 4.99 \text{ g} / 1.008 \text{ g/mol} = 4.95 \text{ mol}$$

rapport 1.5:1:1:2.5
↓

3:2:2:5

⇒ formule empirique



⇒ C₃O₂N₂H₅ aurait une masse molaire d'environ 101 g/mol, donc la formule moléculaire doit être deux fois plus grande, soit C₆O₄N₄H₁₀

1 point

Si l'anion perbromate est le BrO_4^- , quelle est la formule précise de l'acide hypobromeux?



9 points

Dans un contenant d'acier de 10.0 L, on a un mélange de $\text{N}_2(\text{g})$ et $\text{O}_2(\text{g})$. La pression totale est 2.50 atm. La température est 25.0°C . La masse du $\text{N}_2(\text{g})$ est 16.6 g. Quelle est la masse du $\text{O}_2(\text{g})$? Quelle est la vitesse quadratique (ou la vitesse moyenne) des molécules de $\text{N}_2(\text{g})$?

$$P_T V = n_T RT \Rightarrow n_T = \frac{P_T V}{RT} = \frac{(2.50 \text{ atm})(10.0 \text{ L})}{(0.082056 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}})(298.15 \text{ K})}$$

$$n_T = n_{\text{N}_2} + n_{\text{O}_2} = 1.02187 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{16.6 \text{ g}}{2 \times 14.01 \text{ g/mol}} = 0.59243 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = n_T - n_{\text{N}_2} = (1.02187 - 0.59243) \text{ mol} = 0.42944 \text{ mol}$$

$$\text{masse O}_2 = (0.42944 \text{ mol})(2 \times 16.00) \text{ g/mol} = \underline{\underline{13.7 \text{ g}}}$$

$$v_{\text{quad}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{3(8.3145 \text{ J/K mol})(298.15 \text{ K})}{0.02802 \text{ kg/mol}}}$$
$$= \underline{\underline{515.2 \text{ m/s}}}$$

1 point

Indiquez si la valeur de ΔH pour la congélation de l'eau, afin de produire la glace, est nulle, négative, ou positive. Vous n'avez pas besoin d'expliquer votre réponse.

9 points

On veut chauffer 50.0 kg d'eau de 20.0°C à 55.0°C en faisant la combustion du propane (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 propane est à 20.0°C et une pression de 1.00 atm. Quel volume de propane doit on brûler?

négative

$$\Delta H_f^\circ (C_3H_8, g) = -103.9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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

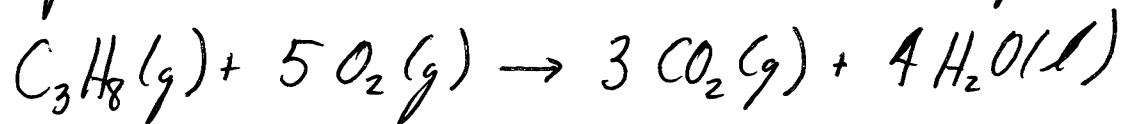
$$\Delta H_f^\circ (H_2O, l) = -285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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

• trouvez la chaleur nécessaire

$$Q = ms\Delta T = (50000 \text{ g}) (4.184 \frac{\text{J}}{\text{K g}}) (35.0 \text{ K}) = 7322 \text{ kJ}$$

• calculez ΔH pour la combustion d'une mole de $C_3H_8(g)$



$$\Delta H^\circ = (3)(-393.5 \text{ kJ}) + (4)(-285.8 \text{ kJ}) - (1)(-103.9 \text{ kJ}) - (5)(0)$$
$$= -2219.8 \text{ kJ}$$

• une mole de $C_3H_8(g)$ nous donne 2219.8 kJ, donc

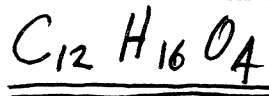
$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow 2219.8 \text{ kJ} \\ x \rightarrow 7322 \text{ kJ} \end{array} \right\} x = 3.2985 \text{ mol}$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{(3.2985 \text{ mol}) (0.082056 \frac{\text{Latm}}{\text{K mol}}) (293.15 \text{ K})}{1.00 \text{ atm}}$$

$$V = \underline{\underline{79.3 \text{ L}}}$$

1 point

La formule empirique d'un composé inconnu est C_3H_4O . Si sa masse moléculaire est environs 224 g/mol, quelle est la formule moléculaire de ce composé inconnu?



9 points

On a 577 g d'eau dans un contenant. La température de l'eau et du contenant est 55.0°C . On a un morceau de fer de 217 g à une température de 10.0°C et on le place dans l'eau dans le contenant. Les chaleurs spécifiques de l'eau et du fer sont, respectivement, $4.184 \frac{\text{J}}{\text{gK}}$ et $0.444 \frac{\text{J}}{\text{gK}}$. La capacité calorifique du contenant est $333 \frac{\text{J}}{\text{K}}$. Quelle est la température finale de l'eau le fer, et le contenant?

⇒ N.B. la température finale est commun à tous

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

$$-m_{\text{Fe}} s_{\text{Fe}} (T_f - T_{i,\text{Fe}}) = m_{\text{H}_2\text{O}} s_{\text{H}_2\text{O}} (T_f - T_{i,\text{H}_2\text{O}}) + C_{\text{cont}} (T_f - T_{i,\text{cont}})$$

$$-(217\text{g}) \left(0.444 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}}\right) (T_f - 10.0^\circ\text{C}) = (577\text{g}) \left(4.184 \frac{\text{J}}{\text{g}^\circ\text{C}}\right) (T_f - 55.0^\circ\text{C}) + \left(333 \frac{\text{J}}{^\circ\text{C}}\right) (T_f - 55.0^\circ\text{C})$$

$$-\frac{96.348}{^\circ\text{C}} T_f + 963.48 = \frac{2414.168}{^\circ\text{C}} T_f - 132779.24 + \frac{333}{^\circ\text{C}} T_f - 18315$$

$$152057.72 = \frac{2843.516}{^\circ\text{C}} T_f$$

$$T_f = \frac{152057.72^\circ\text{C}}{2843.516} = \underline{\underline{53.5^\circ\text{C}}}$$