

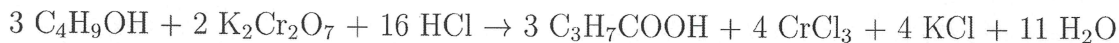
1 point

Il y a combien de chiffres significatifs dans la réponse pour  $15.323 + 99.222 + 55.6 - 0.32$ ?

A

9 points

822.0 g de  $C_4H_9OH$  ( $M=74.12$  g/mol), 622.0 g de  $K_2Cr_2O_7$  ( $M=294.19$  g/mol), et 422.0 g de  $HCl$  ( $M=36.46$  g/mol) réagissent ensemble de la façon suivante:



Quelle masse de  $C_3H_7COOH$  ( $M=88.11$  g/mol) produit-on?

⇒ calculez les moles de  $C_3H_7COOH$  que chaque réactif peut produire

$$C_4H_9OH: \frac{822.0}{74.12} = 11.0901 \xrightarrow{\times 3/3} 11.0901$$

$$K_2Cr_2O_7: \frac{622.0}{294.19} = 2.1143 \xrightarrow{\times 3/2} 3.1715$$

$$HCl: \frac{422.0}{36.46} = 11.5743 \xrightarrow{\times 3/16} 2.1702$$

⇒ le  $HCl$  est limitant et on peut produire 2.1702 mol de  $C_3H_7COOH$

$$\text{masse} = (2.1702)(88.11) = \underline{\underline{191.2 \text{ g}}}$$

**1 point**

Un élément a une masse atomique moyenne de 104.80 u. Il possède deux isotopes: un avec une masse atomique de 103.00 u et l'autre avec une masse atomique de 105.00 u. Quel pourcentage des atomes ont une masse atomique de 103.00 u?

10%

**9 points**

(a) (6 points) La composition centésimale d'un composé inconnu est 40.61% C, 20.81% O, 29.14% N, et 9.44% H. Les masses molaires de C, O, N, et H sont 12.01, 16.00, 14.01, et 1.008 g/mol. Quelle est sa formule empirique?

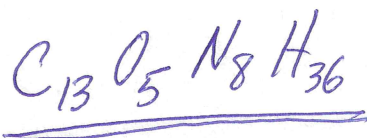
(b) (3 points) Un oxyde de chrome (il contient seulement Cr et O) est 48.15% Cr par masse. Quelle est sa formule empirique? Les masses molaires de Cr et O sont 52.00 et 16.00 g/mol.

$$a) \text{ C: } \frac{40.61}{12.01} \Rightarrow 3.381 \Rightarrow 2.6 \times 5 \Rightarrow 13$$

$$\text{ O: } \frac{20.81}{16.00} \Rightarrow 1.301 \Rightarrow 1 \times 5 \Rightarrow 5$$

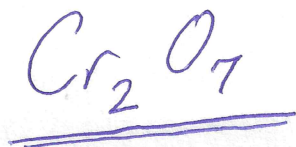
$$\text{ N: } \frac{29.14}{14.01} \Rightarrow 2.080 \Rightarrow 1.6 \times 5 \Rightarrow 8$$

$$\text{ H: } \frac{9.44}{1.008} \Rightarrow 9.365 \Rightarrow 7.2 \times 5 \Rightarrow 36$$



$$b) \text{ Cr: } \frac{48.15}{52.00} \Rightarrow 0.926 \Rightarrow 1 \times 2 \Rightarrow 2$$

$$\text{ O: } \frac{51.85}{16.00} \Rightarrow 3.241 \Rightarrow 3.5 \times 2 \Rightarrow 7$$



**1 point**

Si  $\text{HBrO}_3$  est l'acide bromique, quelle est la formule moléculaire pour l'anion hypobromite?

**9 points**

- (a) (5 points) Dans un contenant d'acier de 20.00 L, on a 44.4 g de  $\text{N}_2(\text{g})$  ( $M=28.02$  g/mol), 66.6 g de  $\text{CO}_2(\text{g})$  ( $M=44.01$  g/mol), et 99.9 g d'un gaz inconnu. La température est  $25.0^\circ\text{C}$  et la pression totale est 5.555 atm. Quelle est la masse molaire du gaz inconnu? Quelle est la vitesse moyenne (ou vitesse quadratique moyenne) des molécules de  $\text{CO}_2(\text{g})$ ? N.B. que  $R = 0.082056$  L atm / mol K =  $8.3145$  J / mol K.
- (b) (4 points) Un gaz a la formule empirique  $\text{C}_2\text{NH}_6$ . À une température de 933.2 K et une pression de 1.00 atm, sa masse volumique est 3.453 g/L. Quelle est sa formule moléculaire? Les masses molaires de H, C, et N sont respectivement 1.008, 12.01 et 14.01 g/mol. N.B. que  $R = 0.082056$  L atm  $\text{K}^{-1}$   $\text{mol}^{-1}$  =  $8.3145$  J  $\text{K}^{-1}$   $\text{mol}^{-1}$ .

$$a) n_T = \frac{P_T V}{RT} = \frac{(5.555)(20.00)}{(0.082056)(298.15)} = 4.5412$$

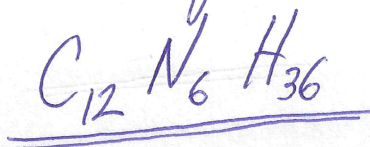
$$n_X = n_T - n_{\text{N}_2} - n_{\text{O}_2} = 4.5412 - \frac{44.4}{28.02} - \frac{66.6}{44.01} = 1.4433$$

$$M = \frac{99.9}{1.4433} = \underline{\underline{69.2 \text{ g/mol}}}$$

$$b) M = \frac{\rho RT}{P} = \frac{(3.453)(0.082056)(933.2)}{(1.00)} = 264.4 \text{ g/mol}$$

$$M \text{ de } \text{C}_2\text{NH}_6 = (2)(12.01) + (1)(14.01) + (6)(1.008) = 44.08 \text{ g/mol}$$

$\Rightarrow$  la vraie masse molaire est  $264.4 / 44.08 = 6$  fois plus grand donc la formule moléculaire est



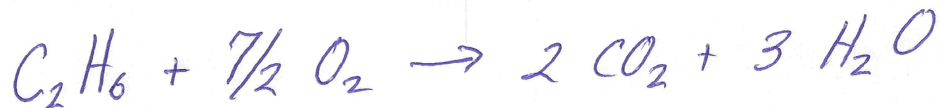


1 point

Donnez l'équation équilibrée pour la combustion du  $C_5H_{12}O_3(s)$  (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

Sous une pression constante, on fait la combustion de 44.4 L d'éthane,  $C_2H_6(g)$ , à  $25.0^\circ C$  et une pression de 1.00 atm (N.B. la combustion est la réaction d'une substance avec le  $O_2(g)$  pour produire le  $CO_2(g)$  et le  $H_2O(l)$ ). Calculez la valeur de la chaleur,  $Q$ , pour ce processus. Si cette chaleur est utilisée pour chauffer l'eau de  $25.0^\circ C$  à  $50.0^\circ C$ , quelle masse d'eau pouvons-nous chauffer avec ce 44.4 L d'éthane? Les enthalpies de formation de  $C_2H_6(g)$ ,  $CO_2(g)$ , et  $H_2O(l)$  sont  $-84.0$ ,  $-393.5$ , et  $-285.8$   $kJ\ mol^{-1}$ , respectivement. La chaleur spécifique de l'eau est  $4.184\ J\ K^{-1}\ mol^{-1}$ . N.B. que  $R = 0.082056\ L\ atm\ K^{-1}\ mol^{-1} = 8.3145\ J\ K^{-1}\ mol^{-1}$ .



$$\Delta H = (2)(-393.5) + (3)(-285.8) - (1)(-84.0) - (7/2)(0) = -1560.4\ kJ$$

$$n_{C_2H_6} = \frac{PV}{RT} = \frac{(1.00)(44.4)}{(0.082056)(298.15)} = 1.8148\ mol$$

$$Q_{réaction} = (1.8148)(-1560.4) = -2831.8\ kJ$$

$$Q_{eau} = -Q_{réaction} = +2831.8\ kJ$$

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

$$m_{eau} = \frac{2831800\ J}{(4.184\ J\ K^{-1}\ g^{-1})(50.0 - 25.0)} = 27072\ g$$

$$\Rightarrow \text{masse d'eau} = \underline{\underline{27.1\ kg}}$$

**1 point**

Qui a découvert l'électron?

Thomson

**9 points**

- (a) (5 points) On place 100.0 g d'un métal à 100.0°C dans 222.2 g d'eau dans un b cher. L'eau et le b cher ont la même température initiale. La chaleur spécifique de l'eau est  $4.184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$  et celle du métal est  $0.444 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$ . La capacité calorifique du b cher est  $1.333 \text{ kJ K}^{-1}$ . La température finale du métal, de l'eau, et du b cher est  $24.00^\circ\text{C}$ . Quelle était la température initiale de l'eau et du b cher?
- (b) (4 points) L'enthalpie de formation de l'eau liquide,  $\text{H}_2\text{O}(l)$ , est  $-285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$ . L'enthalpie de condensation de la vapeur d'eau est  $-44.0 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Quelle est la variation d'enthalpie,  $\Delta H$ , pour la réaction  $2 \text{H}_2\text{O}(g) \rightarrow 2 \text{H}_2(g) + \text{O}_2(g)$  ?

$$a) \quad -Q_M = Q_{\text{eau}} + Q_{\text{b cher}}$$

$$-m_M s_M \Delta T_M = m_{\text{eau}} s_{\text{eau}} \Delta T + C_{\text{b cher}} \Delta T$$

$$-(100.0)(0.444)(-76.0) = (222.2)(4.184) \Delta T + 1333 \Delta T$$

$$\Delta T = \frac{3374.4}{2262.7} = 1.49$$

$$T_i = T_f - \Delta T = 24.00 - 1.49 = \underline{\underline{22.51^\circ\text{C}}}$$

