

**1 point**

Il y a combien de chiffres significatifs dans la réponse pour le suivant:  $10555.33 - 9944.2 + 55.84 - 622.33$  ?

3

**9 points**

On réagit 88.8 g de  $C_2H_5OH(l)$  et 88.8 g de  $O_2(g)$  dans une réaction de combustion pour produire du  $CO_2(g)$  et du  $H_2O(l)$ . La combustion se fait dans un contenant d'acier avec un volume fixe de 10.0 L et la température est fixe à 25.00 °C. Quelle masse de  $CO_2(g)$  produit-on? Ignorant les pressions de vapeur du  $C_2H_5OH(l)$  et du  $H_2O(l)$ , quelle est la pression totale avant la réaction, ainsi qu'après la réaction? N.B. ces deux valeurs ne sont pas nécessairement les-mêmes. Finalement, quelle est la vitesse moyenne (ou vitesse quadratique) des molécules de  $CO_2(g)$  à la fin?



$$C_2H_5OH: \frac{88.8}{46.08} = 1.927 \times \frac{2}{1} = 3.854 \text{ mol } CO_2$$

$$O_2: \frac{88.8}{32.00} = 2.775 \times \frac{2}{3} = 1.850 \text{ mol } CO_2$$

$\Rightarrow O_2$  est le réactif limitant

$$\text{masse } CO_2 = (1.850)(44.01) = \underline{\underline{81.4g}}$$

$$P_{\text{avant}} = P_{O_2} = \frac{n_{O_2} RT}{V} = \frac{(2.775)(0.082056)(298.15)}{(10.0)} = \underline{\underline{6.79 \text{ atm}}}$$

$$P_{\text{après}} = P_{CO_2} = \frac{n_{CO_2} RT}{V} = \frac{(1.850)(0.082056)(298.15)}{(10.0)} = \underline{\underline{4.53 \text{ atm}}}$$

$$v = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{(3)(8.3145)(298.15)}{0.04401}} = \underline{\underline{411 \text{ m/s}}}$$

**1 point**

Un élément a une masse atomique moyenne de 83.00 u. Il possède deux isotopes, un avec une masse atomique de 82.00 u, et l'autre avec une masse atomique de 85.00 u. Quel pourcentage des atomes de cet élément ont une masse atomique de 82.00 u?

$$\underline{66\frac{2}{3}\%}$$

**9 points**

(a) (6 points) La composition centésimale d'une substance inconnue est 43.99% C, 21.31% O, 27.99% N, et 6.71% H. Quelle est sa formule empirique?

(b) (3 points) Un oxyde de cobalt (un composé qui contient seulement le Co et le O) est 71.06% Co par masse. Quelle est la formule empirique de cet oxyde de cobalt?

$$\begin{aligned} \text{a) C: } & 43.99 / 12.01 = 3.663 \xrightarrow{\div 1.332} 2.75 \xrightarrow{\times 4} 11 \\ \text{O: } & 21.31 / 16.00 = 1.332 \xrightarrow{\div 1.332} 1 \xrightarrow{\times 4} 4 \\ \text{N: } & 27.99 / 14.01 = 1.998 \xrightarrow{\div 1.332} 1.5 \xrightarrow{\times 4} 6 \\ \text{H: } & 6.71 / 1.01 = 6.644 \xrightarrow{\div 1.332} 5 \xrightarrow{\times 4} 20 \end{aligned}$$

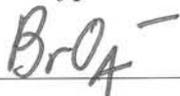
Formule empirique : C<sub>11</sub>O<sub>4</sub>N<sub>6</sub>H<sub>20</sub>

$$\begin{aligned} \text{b) Co: } & 71.06 / 58.93 = 1.21 \xrightarrow{\div 1.21} 1 \xrightarrow{\times 2} 2 \\ \text{O: } & 28.94 / 16.00 = 1.81 \xrightarrow{\div 1.21} 1.5 \xrightarrow{\times 2} 3 \end{aligned}$$

Formule empirique : Co<sub>2</sub>O<sub>3</sub>

1 point

Si l'acide hypobromeux est le HOBr (ou HBrO si vous préférez), quelle est la formule de l'anion perbromate?



9 points

- (a) (6 points) Dans un contenant d'acier de 10.0 L, on a 44.4 g de CO<sub>2</sub>(g), 44.4 g de N<sub>2</sub>(g), et 77.7 g d'un gaz inconnu. La température est 25.0 °C et la pression totale est 8.888 atm. Quelle est la masse molaire du gaz inconnu?
- (b) (3 points) La masse volumique d'un échantillon contenant seulement du CO<sub>2</sub>(g) est 0.777 g/L. La vitesse quadratique (ou vitesse moyenne) des molécules de CO<sub>2</sub>(g) est 444.4 m/s. Quelle est la pression totale dans cet échantillon?

$$a) P_T V = n_T RT \Rightarrow n_T = \frac{P_T V}{RT} = \frac{(8.888)(10.0)}{(0.082056)(298.15)} = 3.633 \text{ mol}$$

$$n_T = n_{\text{CO}_2} + n_{\text{N}_2} + n_X \Rightarrow n_X = n_T - n_{\text{CO}_2} - n_{\text{N}_2}$$

$$n_X = 3.633 - \frac{44.4}{44.01} - \frac{44.4}{28.02} = 1.040 \text{ mol}$$

$$M_X = \frac{77.7 \text{ g}}{1.040 \text{ mol}} = \underline{\underline{74.7 \text{ g/mol}}}$$

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

$$T = \frac{(0.04401)(444.4)^2}{(3)(8.3145)} = 348.5 \text{ K}$$

$$PV = nRT \Rightarrow P = \frac{nRT}{V} = \frac{\left(\frac{0.777}{44.01}\right)(0.082056)(348.5)}{(1.00)}$$

0.777 g dans 1.00 L

$$P = \underline{\underline{0.505 \text{ atm}}}$$

**1 point**

Donnez l'équation équilibrée pour la combustion du  $C_8H_6O_4(s)$  (la combustion est la réaction d'une substance avec le  $O_2(g)$  pour produire le  $CO_2(g)$  et le  $H_2O(l)$ ).

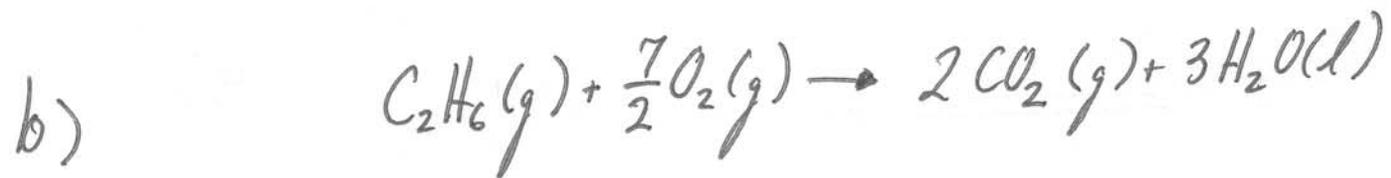
**9 points**

- (a) (3 points) Avec 20.00 kJ de chaleur, quelle masse d'eau pouvons-nous chauffer de 20.0 °C à 65.0 °C.
- (b) (6 points) On fait la combustion de 18.8 L d'éthane,  $C_2H_6(g)$ , à 25.0 °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  $H_2O(l)$ ). Quel montant de chaleur est dégagé par cette combustion?

données

- $\Delta H_f^\circ (C_2H_6, g) = -84.7 \text{ kJ mol}^{-1}$
- $\Delta H_f^\circ (CO_2, g) = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$
- $\Delta H_f^\circ (H_2O, l) = -285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$
- $s (H_2O, l) = 4.184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$

$$a) \quad Q = ms\Delta T \Rightarrow m = \frac{Q}{s\Delta T} = \frac{20000}{(4.184)(65.0 - 20.0)} = \underline{\underline{106 \text{ g}}}$$



$$\Delta H^\circ = (2)(-393.5) + (3)(-285.8) - (1)(-84.7) - \left(\frac{7}{2}\right)(0) = -1559.7 \text{ kJ}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{(1.00)(18.8)}{(0.082056)(298.15)} = 0.7684 \text{ mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow -1559.7 \text{ kJ} \\ 0.7684 \text{ mol} \rightarrow x \end{array} \right\}$$

$$x = -1198 \text{ kJ} \Rightarrow \frac{1198 \text{ kJ de chaleur dégagé}}{\text{ou}} \underline{\underline{1.20 \times 10^3 \text{ kJ}}}$$

1 point

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

Thomson

9 points

(a) (6 points) On place 100.0 g d'un métal à 100.00 °C dans 333.3 g d'eau à 20.00 °C. L'eau est dans un bécher qui est aussi à 20.00 °C. La chaleur spécifique de l'eau est 4.184 J K<sup>-1</sup> g<sup>-1</sup> et celle du métal est 0.555 J K<sup>-1</sup> g<sup>-1</sup>. On fait l'approximation que la capacité calorifique du bécher est zéro. Quelle est la température finale du métal, l'eau et le bécher?

(b) (3 points) L'enthalpie de formation de H<sub>2</sub>O(l) est -285.8 kJ mol<sup>-1</sup>. L'enthalpie de vaporisation de H<sub>2</sub>O(l) est +44.0 kJ mol<sup>-1</sup>. Quelle est la valeur de ΔH pour la réaction ci-dessous?



Tout est à 25°C.

$$-Q_M = Q_{\text{eau}}$$

$$-(ms\Delta T)_M = (ms\Delta T)_{\text{eau}}$$

$$-(100.0)(0.555)(T_f - 100.00) = (333.3)(4.184)(T_f - 20.00)$$

$$-55.5 T_f + 5550 = 1394.5 T_f - 27891$$

$$5550 + 27891 = (1394.5 + 55.5) T_f$$

$$T_f = \frac{33441}{1450} = \underline{23.06^\circ\text{C}} \text{ ou } \underline{23.1^\circ\text{C}}$$

$$\underline{296.21 \text{ K}} \text{ ou } \underline{296.2 \text{ K}}$$

