

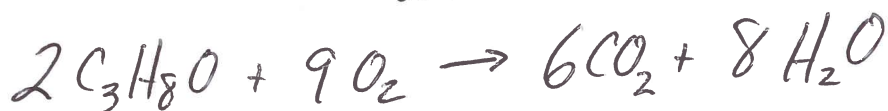
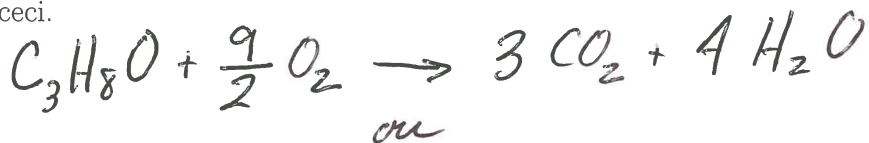
1 point

Il y a combien de chiffres significatifs dans la réponse pour le suivant:  $15.333 + 104.23 - 27.443 + 1.11$ ?

4

9 points

Dans un contenant d'acier, on réagit 66.6 g de  $C_3H_8O(l)$  avec du  $O_2(g)$  dans une réaction de combustion pour produire du  $CO_2(g)$  et du  $H_2O(l)$ . La pression initiale du  $O_2(g)$  est 5.55 atm. Au début,  $O_2(g)$  est le seul gaz présent. Le contenant d'acier a un volume fixe de 33.3 L. Quelle masse de  $CO_2(g)$  produit-on? Ignorant la pression de vapeur du  $H_2O(l)$ , quelle est la pression totale après la réaction? La température demeure fixe à 25.00 °C pendant tout ceci.



$$n_{C_3H_8O} = \frac{m}{M} = \frac{66.6}{60.11} = 1.10797 \text{ mol} \xrightarrow{\times \frac{6}{2}} 3.32391 \text{ mol } CO_2$$

$$n_{O_2} = \frac{PV}{RT} = \frac{(5.55)(33.3)}{(0.082056)(298.15)} = 7.55426 \text{ mol} \xrightarrow{\times \frac{6}{9}} 5.03617 \text{ mol } CO_2$$

$\Rightarrow C_3H_8O$  est limitant

$$\Rightarrow \text{masse } CO_2 = (3.32391)(44.01) = \underline{\underline{146g}}$$

$$n_{O_2 \text{ qui réagit}} = n_{C_3H_8O} \times \frac{9}{2} = 1.10797 \times \frac{9}{2} = 4.98587 \text{ mol}$$

$$n_{O_2 \text{ qui reste}} = 7.55426 - 4.98587 = 2.56839 \text{ mol}$$

$$n_T = n_{CO_2} + n_{O_2 \text{ (excès)}} = 3.32391 + 2.56839 = 5.89230 \text{ mol}$$

$$P_T = \frac{n_T RT}{V} = \frac{(5.89230)(0.082056)(298.15)}{(33.3)} = \underline{\underline{4.33 \text{ atm}}}$$

1 point

Un élément a une masse atomique moyenne de 91.40 u. Il possède deux isotopes: un avec une masse atomique de 91.00 u et l'autre avec une masse atomique de 93.00 u. Quel pourcentage des atomes de cet élément ont une masse atomique de 93.00 u?

20%

9 points

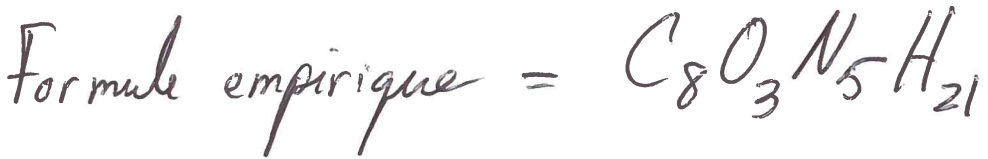
La composition centésimale d'un gaz inconnu est 40.84% C, 20.40% O, 29.77% N, et 9.00% H. Quelle est sa formule empirique? Si ce gaz inconnu possède une mass volumique de 11.07 g/L à une température de 777 K et une pression de 1.00 atm, quelle est sa formule moléculaire?

$$C: \frac{40.84}{12.01} = \frac{3.400}{1.275} = 2.666 \times 3 = 8$$

$$O: \frac{20.40}{16.00} = \frac{1.275}{1.275} = 1 \times 3 = 3$$

$$N: \frac{29.77}{14.01} = \frac{2.125}{1.275} = 1.666 \times 3 = 5$$

$$H: \frac{9.00}{1.01} = \frac{8.911}{1.275} = 7 \times 3 = 21$$



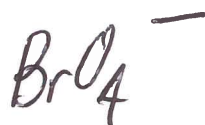
$$M = \frac{\rho RT}{p} = \frac{(11.07)(0.082056)(777)}{1.00} = 705.8 \text{ g/mol}$$

$$M \text{ de } C_8O_3N_5H_{21} = 235.3 \text{ g/mol}$$



1 point

Si  $\text{HBrO}_2$  est l'acide bromeux, quelle est la formule moléculaire de l'anion perbromate?



9 points

- (a) (6 points) Dans un contenant d'acier de 33.3 L, on a 88.8 g de  $\text{CO}_2(\text{g})$ , 77.7 g de  $\text{N}_2(\text{g})$ , et du  $\text{O}_2(\text{g})$ . La température est 25.0 °C et la pression totale est 5.555 atm. Quelle est la masse molaire du  $\text{O}_2(\text{g})$ ?
- (b) (3 points) La masse volumique d'un échantillon contenant seulement du  $\text{CO}_2(\text{g})$  est 1.555 g/L. La pression est 2.22 atm. Quelle est la vitesse quadratique (ou vitesse moyenne) des molécules de  $\text{CO}_2(\text{g})$ ?

$$a) n_T = \frac{P_T V}{RT} = \frac{(5.555)(33.3)}{(0.082056)(298.15)} = 7.5611 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = n_T - n_{\text{CO}_2} - n_{\text{N}_2} = 7.5611 - \frac{88.8}{44.01} - \frac{77.7}{28.02} = 2.770 \text{ mol}$$

$$\text{masse O}_2 = (2.770)(32.00) = \underline{\underline{88.7 \text{ g}}}$$

$$b) M = \frac{\rho RT}{p} \Rightarrow T = \frac{PM}{\rho R} = \frac{(2.22)(44.01)}{(1.555)(0.082056)} = 765.7 \text{ K}$$

$$v = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{(3)(8.3145)(765.7)}{0.04401}} = \underline{\underline{659 \text{ m/s}}}$$

### 1 point

Donnez l'équation équilibrée pour la combustion du  $C_6H_{14}O(l)$  (la combustion est la réaction d'une substance avec l' $O_2(g)$  pour produire le  $CO_2(g)$  et le  $H_2O(l)$ ).



### 9 points

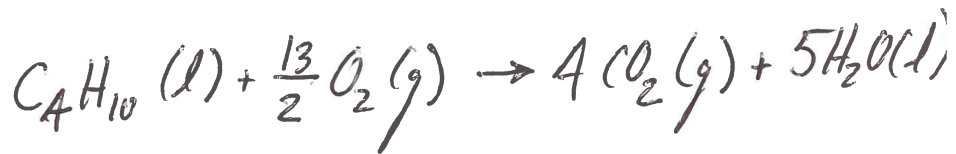
On fait la combustion du butane,  $C_4H_{10}(l)$  (N.B. la combustion est la réaction d'une substance avec le  $O_2(g)$  pour produire le  $CO_2(g)$  et le  $H_2O(l)$ ). Quelles seront les valeurs de  $Q$ ,  $W$ ,  $\Delta U$ , et  $\Delta H$  pour la combustion de 1.000 mol de butane sous une pression constante de 1.000 atm et une température de 25.0 °C? Quelle sera la valeur de  $Q$  si on faisait la combustion de 3.333 mol de butane à volume constant à 25.0 °C?

### données

- $\Delta H_f^\circ (C_4H_{10}, l) = -125.6 \text{ kJ mol}^{-1}$

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

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



$$\Delta H = (4)(-393.5) + (5)(-285.8) - (1)(-125.6) - \frac{13}{2}(0)$$

$$\Delta H = \underline{\underline{-2877.4 \text{ kJ}}} = Q$$

$$\Delta U = \Delta H - RT \Delta n_g = -2877400 - (8.3145)(298.15)(4 - \frac{13}{2})$$
$$= -2871202 \text{ J} = \underline{\underline{-2871.2 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta U = Q + W \Rightarrow W = \Delta U - Q = -2871.2 - (-2877.4)$$
$$= \underline{\underline{+6.2 \text{ kJ}}}$$

$\Rightarrow$  à volume constant,  $Q = \Delta U$

$$Q = (3.333)(-2871.2) = \underline{\underline{-9570 \text{ kJ}}}$$

1 point

Qui a découvert le neutron?

Chadwick

9 points

- (a) (6 points) On place 100.0 g d'un métal à 0.00 °C dans 144.4 g d'eau à 100.00 °C. L'eau est dans un bécher qui est aussi à 100.00 °C. La chaleur spécifique de l'eau est 4.184 J K<sup>-1</sup> g<sup>-1</sup> et celle du métal est 0.5555 J K<sup>-1</sup> g<sup>-1</sup>. La capacité calorifique du bécher est 1.333 kJ K<sup>-1</sup>. Quelle sera la température finale du métal, de l'eau et du 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.

a)

$$-Q_M = Q_{\text{eau}} + Q_{\text{bécher}}$$
$$-m_M s_M \Delta T_M = m_{\text{eau}} s_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} + C_{\text{bécher}} \Delta T_{\text{bécher}}$$
$$-(100.0)(0.5555)(T_F - 0.00) = (144.4)(4.184)(T_F - 100.00) + (1333)(T_F - 100.00)$$
$$-55.55 T_F = 604.17 T_F - 60417 + 1333 T_F - 133300$$
$$193717 = 1992.7 T_F \Rightarrow T_F = \underline{\underline{97.21^\circ\text{C}}}$$

