

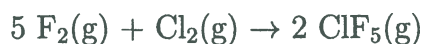
1 point

Il y a combien de chiffres significatifs dans la réponse pour le suivant:  $74.3 + 326.2156 + 0.577777$  ?

4

9 points

Dans un volume fixe de 20.0 L, à une température constante de 25°C, on a un mélange de  $F_2(g)$  et  $Cl_2(g)$ . La pression partielle du  $F_2(g)$  est 6.88 atm et celle du  $Cl_2$  est 2.88 atm. La réaction suivante se produit:



Quelle masse de  $ClF_5(g)$  peut-on produire? Lorsque le réactif limitant réagit entièrement, quelle sera la pression partielle finale du réactif en excès? Le volume et la température sont toujours 20.0 L et 25°C.

• trouvez le nombre de moles de  $F_2$  et  $Cl_2$

$$n_{F_2} = \frac{P_{F_2} V}{RT} = \frac{(6.88)(20.0)}{(0.082056)(298.15)} = 5.6244 \text{ mol}$$

$$n_{Cl_2} = \frac{P_{Cl_2} V}{RT} = \frac{(2.88)(20.0)}{(0.082056)(298.15)} = 2.3543 \text{ mol}$$

• trouvez le nombre de moles de  $ClF_5$  qu'on peut produire

$$F_2: 5.6244 \times \frac{2}{5} = 2.2498 \text{ mol} \Rightarrow F_2 \text{ limitant}$$

$$Cl_2: 2.3543 \times \frac{2}{1} = 4.7086 \text{ mol}$$

$$\text{masse } ClF_5 = (2.2498 \text{ mol})(35.45 + 5 \times 19.00) \text{ g/mol} = \underline{\underline{294 \text{ g}}}$$

$Cl_2$  non-réagi: 1  $Cl_2$  réagit avec 5  $F_2$ , donc  
1.1249 moles  $Cl_2$  réagira avec 5.6244 moles  $F_2$ ,  
et  $2.3543 - 1.1249 = 1.2294$  moles restent

$$P_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2} RT}{V} = \frac{(1.2294)(0.082056)(298.15)}{20.0} = \underline{\underline{1.50 \text{ atm}}}$$

### 1 point

Pour la réaction  $\text{H}_2\text{O}(s) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(l)$ , est-ce que la valeur de  $\Delta H$  est positive, négative, ou nulle (vous n'avez pas besoin d'expliquer votre réponse)?

positive

### 9 points

- (a) (6 points) La composition centésimale d'une substance inconnue est 48.26% C, 27.55% O, 16.08% N, et 8.10% H. Quelle est sa formule empirique? La masse molaire de cette substance est 522.7 g/mol. Quelle est sa formule moléculaire?
- (b) (3 points) Un oxyde de vanadium (un composé qui contient seulement le V et O) est 56.02% V par masse. Quelle est la formule empirique de cet oxyde de vanadium?

a) imaginez 100.00 g de la substance

$$\begin{array}{l} \text{C: } 48.26 \text{ g} / 12.00 \text{ g/mol} = 4.018 \text{ mol} \Rightarrow 3.5 \Rightarrow 7 \\ \text{O: } 27.55 \text{ g} / 16.00 \text{ g/mol} = 1.721 \text{ mol} \Rightarrow 1.5 \Rightarrow 3 \\ \text{N: } 16.08 \text{ g} / 14.01 \text{ g/mol} = 1.148 \text{ mol} \Rightarrow 1 \Rightarrow 2 \\ \text{H: } 8.10 \text{ g} / 1.01 \text{ g/mol} = 8.020 \text{ mol} \Rightarrow 7 \Rightarrow 14 \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{C} \\ \text{O} \\ \text{N} \\ \text{H} \end{array}} \right\} \begin{array}{l} \text{formule} \\ \text{empirique:} \\ \underline{\underline{\text{C}_7\text{O}_3\text{N}_2\text{H}_{14}}} \\ 174.2 \text{ g/mol} \end{array}$$

$\Rightarrow$  la masse molaire est  $\frac{522.7}{174.2} = 3$  fois plus grande, donc

formule moléculaire =  $\text{C}_{21}\text{O}_9\text{N}_6\text{H}_{42}$

b) imaginez 100.00g de la substance

$$\begin{array}{l} \text{V: } 56.02 \text{ g} / 50.94 \text{ g/mol} = 1.100 \text{ mol} \Rightarrow 1 \Rightarrow 2 \\ \text{O: } 43.98 \text{ g} / 16.00 \text{ g/mol} = 2.749 \text{ mol} \Rightarrow 2.5 \Rightarrow 5 \end{array}$$

Formule empirique =  $\text{V}_2\text{O}_5$

**1 point**

Si l'acide perchlorique est le  $\text{HClO}_4$ , quelle est la formule précise de l'anion chlorite?

**9 points**

- (a) (7 points) Dans un contenant d'acier de 10.0 L, on a 24.7 g de  $\text{N}_2(\text{g})$ , 27.2 g de  $\text{O}_2$ , et 37.3 g d'un gaz inconnu. Si la température est  $25^\circ\text{C}$  et la pression totale dans le contenant est 9.92 atm, quelle est la masse molaire du gaz inconnu?
- (b) (2 points) À quelle température doit on refroidir le  $\text{He}(\text{g})$  afin que la vitesse moyenne des atomes de  $\text{He}(\text{g})$  est seulement 200.0 m/s?

a) calculez le nombre total de moles de gaz ainsi que les moles de  $\text{N}_2$  et  $\text{O}_2$

$$n_T = \frac{P_T V}{RT} = \frac{(9.92)(10.0)}{(0.082056)(298.15)} = 4.0548 \text{ mol}$$

$$n_{\text{N}_2} = 24.7 \text{ g} / 28.02 \text{ g/mol} = 0.8815 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}_2} = 27.2 \text{ g} / 32.00 \text{ g/mol} = 0.8500 \text{ mol}$$

$$n_{\text{inconnu}} = n_T - n_{\text{N}_2} - n_{\text{O}_2} = 4.0548 - 0.8815 - 0.8500 = 2.3233 \text{ mol}$$

$$\text{MM}_{\text{inconnu}} = 37.3 \text{ g} / 2.3233 \text{ mol} = \underline{\underline{16.1 \text{ g/mol}}}$$

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

$$T = \frac{(0.00400 \text{ kg/mol})(200.0 \text{ m/s})^2}{(3)(8.3145 \text{ J/K mol})} = \underline{\underline{6.41 \text{ K}}}$$

### 1 point

Donnez l'équation équilibrée pour la combustion du  $C_6H_{14}O(l)$  (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

On veut chauffer de l'eau en faisant la combustion du propane,  $C_3H_8$  (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  $25.0^\circ C$  et une pression de  $1.00 \text{ atm}$  et on fait la combustion de  $47.7 \text{ L}$  de ce propane. La chaleur de cette combustion est utilisée pour chauffer  $30.0 \text{ kg}$  d'eau originalement à  $25.0^\circ C$ . Quelle sera la température finale de l'eau?

$$\Delta H_f^\circ (C_3H_8, g) = -104.7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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

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

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



$$\Delta H = (3)(-393.5) + (4)(-285.8) - (1)(-104.7) - (5)(0) = -2219.0 \text{ kJ}$$

$$n_{C_3H_8} = \frac{PV}{RT} = \frac{(1.00)(47.7)}{(0.082056)(298.15)} = 1.950 \text{ mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow -2219 \text{ kJ} \\ 1.950 \text{ mol} \rightarrow x \end{array} \right\} x = -4327 \text{ kJ}$$

$\Rightarrow$  la chaleur sort de la réaction et rentre dans l'eau

$$Q_{\text{eau}} = +4327 \text{ kJ} = +4327000 \text{ J} = ms \Delta T$$

$$+4327000 \text{ J} = (30000 \text{ g})(4.184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}) \Delta T$$

$$\Delta T = 34.5 \text{ K (ou } 34.5^\circ C)$$

$$T_f = T_i + \Delta T = 25.0^\circ C + 34.5^\circ C = \underline{\underline{59.5^\circ C}}$$

1 point

La formule empirique d'un composé inconnu est  $C_5H_9O_2$ . Si sa masse moléculaire est environs 606 g/mol, quelle est la formule moléculaire de ce composé inconnu?



9 points

(a) (6 points) On place 50.0 g d'un métal à 20.0°C dans 200.0 g d'eau à 90.0°C. Les chaleurs spécifiques du métal et de l'eau sont respectivement 0.800 et 4.184 J K<sup>-1</sup> g<sup>-1</sup>. Quelle sera la température finale?

(b) (3 points) Pour la réaction  $A(l) \rightarrow A(g)$ , qui se produit dans un volume constant et une température constante de 25°C et 1.00 mol de A(l),  $Q = +25.0$  kJ. Quelles sont les valeurs de W,  $\Delta U$ , et  $\Delta H$ ?

a)  $Q_{\text{eau}} = -Q_M$  et même température finale,  $T_f$

$$m_{\text{eau}} s_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} = -m_M s_M \Delta T_M$$

$$(200.0)(4.184)(T_f - 90.0) = -(50.0)(0.800)(T_f - 20.0)$$

$$836.8(T_f - 90.0) = -40.0(T_f - 20.0)$$

$$836.8 T_f - 75312 = -40.0 T_f + 800$$

$$876.8 T_f = 76112 \Rightarrow T_f = \frac{76112}{876.8} = \underline{\underline{86.8^\circ\text{C}}}$$

b) car V constant,  $W = \underline{\underline{0}}$

$$\Delta U = Q = \underline{\underline{+25.0 \text{ kJ}}}$$

$$\begin{aligned} \Delta H &= \Delta U + RT \Delta n_{\text{gaz}} = 25000 \text{ J} + \left(8.3145 \frac{\text{J}}{\text{K mol}}\right)(298.15 \text{ K})(+1 \text{ mol}) \\ &= 27479 \text{ J} = \underline{\underline{+27.5 \text{ kJ}}} \end{aligned}$$