

### 1 points

Il y a combien de chiffres significatifs dans la réponse pour le suivant:  $15.33 + 99944.2 - 55 - 0.322?$

5

### 9 points

Dans un contenant d'acier de 20.0 L à 500.0 °C, nous avons du  $\text{H}_2(\text{g})$  et du  $\text{O}_2(\text{g})$ . La pression partielle du  $\text{H}_2(\text{g})$  est 27.7 atm et la pression partielle de  $\text{O}_2(\text{g})$  est 17.7 atm. Les deux gaz réagissent pour former le  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ . Quelle masse de  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  produit-on? Quelle est la pression totale finale dans le contenant? La température est toujours 500.0 °C.

• trouvez le réactif limitant :  $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

$$\text{H}_2: n_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2}V}{RT} = \frac{(27.7)(20.0)}{(0.082056)(773.15)} = 8.7324 \xrightarrow{\times \frac{1}{2}} 8.7324 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$\text{O}_2: n_{\text{O}_2} = \frac{P_{\text{O}_2}V}{RT} = \frac{(17.7)(20.0)}{(0.082056)(773.15)} = 5.5799 \xrightarrow{\times 2} 11.1598 \text{ mol H}_2\text{O}$$

⇒ le  $\text{H}_2$  est limitant et on produit 8.7324 mol de  $\text{H}_2\text{O}$

$$\text{masse H}_2\text{O} = (8.7324 \text{ mol})(18.02 \text{ g/mol}) = \underline{\underline{157 \text{ g}}}$$

⇒ à la fin, on a le  $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$  produit et le  $\text{O}_2(\text{g})$  en excès

$$n_{\text{O}_2}(\text{excès}) = 5.5799 - \frac{8.7324}{2} \xrightarrow{\text{moles de H}_2} = 1.2137 \text{ mol}$$

$$P_T = \frac{(n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{O}_2}(\text{excès}))RT}{V} = \frac{(8.7324 + 1.2137)(0.082056)(773.15)}{(20.0)}$$

$$= \underline{\underline{31.5 \text{ atm}}}$$

### 1 points

Un élément a une masse atomique moyenne de 86.50 u. Il possède deux isotopes: un avec une masse atomique de 86.00 u et l'autre avec une masse atomique de 88.00 u. Quel pourcentage des atomes de cet élément a une masse atomique de 86.00 u?

25%

### 9 points

- (a) (6 points) La composition centésimale d'une substance inconnue est 43.71% C, 19.41% O, 28.32% N, et 8.56% H. Quelle est sa formule empirique?
- (b) (3 points) Un carbure d'aluminium, (un composé qui contient seulement le Al et le C) est 74.95% Al par masse. Quelle est la formule empirique de ce carbure d'aluminium?

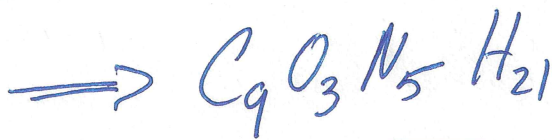
a) imaginez que vous avez 100.00 g

$$C: \frac{43.71}{12.01} = 3.639 / 1.213 \Rightarrow 3 \times 3 \Rightarrow 9$$

$$O: \frac{19.41}{16.00} = 1.213 / 1.213 \Rightarrow 1 \times 3 \Rightarrow 3$$

$$N: \frac{28.32}{14.01} = 2.021 / 1.213 \Rightarrow 1.66 \times 3 \Rightarrow 5$$

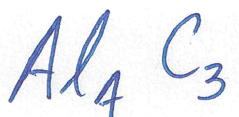
$$H: \frac{8.56}{1.01} = 8.475 / 1.213 \Rightarrow 7 \times 3 \Rightarrow 21$$



b) imaginez que vous avez 100.0 g

$$Al: \frac{74.95}{26.98} = 2.778 / 2.086 \Rightarrow 1.33 \times 3 \Rightarrow 4$$

$$C: \frac{25.05}{12.01} = 2.086 / 2.086 \Rightarrow 1 \times 3 \Rightarrow 3$$



### 1 points

Si  $\text{HBrO}_4$  est l'acide perbromique, quelle est la formule moléculaire de l'anion bromite?



### 9 points

- (a) (6 points) Dans un contenant d'acier de 10.00 L, on a 32.2 g de  $\text{CO}_2(\text{g})$ , 32.2 g de  $\text{N}_2(\text{g})$ , et un montant inconnu de  $\text{O}_2(\text{g})$ . La température est 25.0 °C et la pression totale est 8.888 atm. Quelle masse de  $\text{O}_2(\text{g})$  avons-nous dans ce contenant? Quelle est la pression partielle du  $\text{O}_2(\text{g})$  dans ce contenant?
- (b) (3 points) La vitesse quadratique d'un échantillon contenant seulement du  $\text{O}_2(\text{g})$  est 555.5 m/s. La densité de l'échantillon est 0.888 g/L. Quelle est la pression totale dans cet échantillon?

$$a) n_T = \frac{PV}{RT} = \frac{(8.888)(10.00)}{(0.082056)(298.15)} = 3.63295 \text{ mol}$$

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

$$n_{\text{O}_2} = 3.63295 - \frac{32.2}{44.01} - \frac{32.2}{28.02} = 1.7521 \text{ mol}$$

$$\text{masse O}_2 = (1.7521 \text{ mol})(32.00 \text{ g/mol}) = \underline{\underline{56.1 \text{ g}}}$$

$$P_{\text{O}_2} = \frac{n_{\text{O}_2} RT}{V} = \frac{(1.7521)(0.082056)(298.15)}{(10.00)} = \underline{\underline{4.29 \text{ atm}}}$$

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

$$T = \frac{(0.03200)(555.5)^2}{(3)(8.3145)} = 395.9 \text{ K}$$

$$M = \frac{pRT}{p} \Rightarrow p = \frac{\rho RT}{M} = \frac{(0.888)(0.082056)(395.9)}{(32.00)}$$

$$p = \underline{\underline{0.901 \text{ atm}}}$$

### 1 points

Donnez l'équation équilibrée pour la combustion du  $C_2H_4O_2(s)$  (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

Nous avons un gaz inconnu qui contient juste le carbone et l'hydrogène. Le gaz est 82.66% C par masse. À une température de 25.00 °C et une pression de 1.00 atm, sa masse volumique (densité) est 2.38 g/L. Quelle est la formule empirique et quelle est la formule moléculaire de ce composé? Quelle est sa masse molaire? Quelle est la vitesse moyenne (vitesse quadratique) des molécules de ce gaz à 25.00 °C?

• imaginez 100.00 g de gaz

$$C: \frac{82.66}{12.01} = \frac{6.883}{6.883} \Rightarrow 1 \times 2 \Rightarrow 2$$

$$H: \frac{17.34}{1.01} = \frac{17.17}{6.883} \Rightarrow 2.5 \times 2 \Rightarrow 5$$

formule empirique:  $C_2H_5$

$$M = \frac{\rho RT}{p} = \frac{(2.38)(0.082056)(298.15)}{(1.00)} = \underline{\underline{58.2 \text{ g/mol}}}$$

$\Rightarrow$  masse molaire de  $C_2H_5$  serait 29.07 g/mol, soit la moitié de la vraie masse molaire

$\Rightarrow$  formule moléculaire:  $C_4H_{10}$

$$v = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{(3)(8.3145)(298.15)}{(0.0582)}} = \underline{\underline{357 \text{ m/s}}}$$

### 1 points

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

Thomson

### 9 points

Pour ces questions, la chaleur spécifique de l'eau est  $4.184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$ .

- (a) (6 points) On place  $100.0 \text{ g}$  d'un métal à  $100.00 \text{ }^\circ\text{C}$  dans  $222.2 \text{ g}$  d'eau à  $10.00 \text{ }^\circ\text{C}$ . L'eau est dans un b cher à la même température qu'elle. La chaleur spécifique du métal est  $0.444 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$ . La capacité calorifique du b cher est  $500 \text{ J K}^{-1}$ . Quelle est la température finale du métal, l'eau et le b cher?
- (b) (3 points) La combustion d'une mole de méthanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) lib re  $727 \text{ kJ}$  de chaleur. Si on fait la combustion de  $14.4 \text{ g}$  de méthanol et la chaleur lib r e va vers le réchauffement de  $4.444 \text{ kg}$  d'eau qui est originellement à  $20.00 \text{ }^\circ\text{C}$ , quelle sera la température finale de ces  $4.444 \text{ kg}$  d'eau?

a)

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

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

$$-(100.0)(0.444)(T_F - 100.00) = (222.2)(4.184)(T_F - 10.00) + (500)(T_F - 10.00)$$

$$-44.4 T_F + 4440 = 929.7 T_F - 9297 + 500 T_F - 5000$$

$$18737 = 1474.1 T_F \Rightarrow T_F = \frac{18737}{1474.1} = \underline{\underline{12.71^\circ\text{C}}}$$

on a accepté précis au dixième ou centième  
 $\Rightarrow$  N.B. que les règles pour addition/soustraction  
font que le numérateur et le dénominateur  
ont au moins 4 chiffres significatifs

$$b) n_{\text{CH}_3\text{OH}} = \frac{14.4 \text{ g}}{32.04 \text{ g/mol}} = 0.4493 \text{ moles}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mole} \rightarrow 727 \text{ kJ} \\ 0.4493 \text{ moles} \rightarrow x \end{array} \right\} x = 326.6 \text{ kJ ou } 326600 \text{ J}$$

$$Q = ms\Delta T \Rightarrow \Delta T = \frac{Q}{ms} = \frac{(326600)}{(4.184)(4444)} = 17.6 \text{ K}$$

$$T_F = T_i + \Delta T = 20.00 + 17.6 = \underline{\underline{37.6^\circ\text{C}}}$$