

1 points

Il y a combien de chiffres significatifs dans la réponse pour le suivant: $5.33 + 9944.2 - 55 - 0.322$?

4

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 33.3 atm et la pression partielle de $\text{O}_2(\text{g})$ est 19.9 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: $2\text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$

$$\text{H}_2: n_{\text{H}_2} = \frac{P_{\text{H}_2} V}{RT} = \frac{(33.3)(20.0)}{(0.082056)(773.15)} = 10.4978 \xrightarrow{\times 2/2} 10.4978 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$\text{O}_2: n_{\text{O}_2} = \frac{P_{\text{O}_2} V}{RT} = \frac{(19.9)(20.0)}{(0.082056)(773.15)} = 6.2735 \xrightarrow{\times 2/1} 12.5470 \text{ mol H}_2\text{O}$$

⇒ le H_2 est limitant et on produit 10.4978 mol de H_2O

$$\text{masse H}_2\text{O} = (10.4978 \text{ mol})(18.02 \text{ g/mol}) = \underline{\underline{189 \text{ g}}}$$

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

$$n_{\text{O}_2}(\text{excès}) = 6.2735 - \frac{10.4978}{2} \xleftarrow{\text{moles de H}_2} = 1.0246 \text{ mol}$$

$$P_T = \frac{(n_{\text{H}_2\text{O}} + n_{\text{O}_2}(\text{excès})) RT}{V} = \frac{(10.4978 + 1.0246)(0.082056)(773.15)}{(20.0)}$$
$$= \underline{\underline{36.5 \text{ atm}}}$$

1 points

Un élément a une masse atomique moyenne de 88.0 u. Il possède deux isotopes: un avec une masse atomique de 86.00 u et l'autre avec une masse atomique de 89.00 u. Quel pourcentage des atomes de cet élément a une masse atomique de 86.00 u?

33.33%

9 points

- (a) (6 points) La composition centésimale d'une substance inconnue est 31.39% C, 18.58% O, 40.67% N, et 9.36% H. Quelle est sa formule empirique?
- (b) (3 points) Un carbure de chrome, (un composé qui contient seulement le Cr et le C) est 90.99% Cr par masse. Quelle est la formule empirique de ce carbure de chrome?

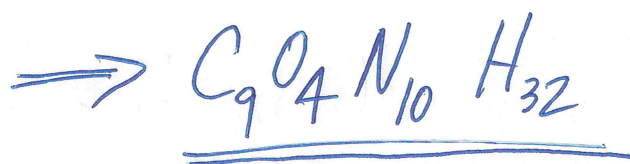
a) imaginez que vous avez 100.00 g

$$\text{C: } 31.39 / 12.01 = 2.614 / 1.161 \Rightarrow 2.25 \times 4 \Rightarrow 9$$

$$\text{O: } 18.58 / 16.00 = 1.161 / 1.161 \Rightarrow 1 \times 4 \Rightarrow 4$$

$$\text{N: } 40.67 / 14.01 = 2.903 / 1.161 \Rightarrow 2.50 \times 4 \Rightarrow 10$$

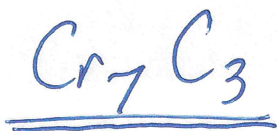
$$\text{H: } 9.36 / 1.01 = 9.267 / 1.161 \Rightarrow 8 \times 4 \Rightarrow 32$$



b) imaginez que vous avez 100.00 g

$$\text{Cr: } 90.99 / 52.00 = 1.750 / 0.750 \Rightarrow 2.33 \times 3 \Rightarrow 7$$

$$\text{C: } 9.01 / 12.01 = 0.750 / 0.750 \Rightarrow 1 \times 3 \Rightarrow 3$$



1 points

Si HBrO_4 est l'acide perbromique, quelle est la formule moléculaire de l'anion hypobromite?



9 points

- (a) (6 points) Dans un contenant d'acier de 10.00 L, on a 39.9 g de $\text{CO}_2(\text{g})$, 51.1 g de $\text{N}_2(\text{g})$, et 66.6 g d'un gaz inconnu. La température est 25.0°C et la pression totale est 8.888 atm. Quelle est la masse molaire de ce gaz inconnu? Quelle est la pression partielle de ce gaz inconnu?
- (b) (3 points) La densité d'un échantillon de $\text{N}_2(\text{g})$ est 0.666 g/L, et la pression est de 1.00 atm. Quelle est la vitesse quadratique (ou vitesse moyenne) des molécules de $\text{N}_2(\text{g})$ dans cet échantillon?

$$a) n_T = \frac{P_T V}{RT} = \frac{(8.888)(10.0)}{(0.082056)(298.15)} = 3.63295 \text{ mol}$$

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

$$n_x = 3.63295 - \frac{39.9}{44.01} - \frac{51.1}{28.02} = 0.9026 \text{ mol}$$

$$\text{masse molaire} = \frac{66.6 \text{ g}}{0.9026 \text{ mol}} = \underline{\underline{73.8 \text{ g/mol}}}$$

$$b) M = \frac{\rho RT}{p} \Rightarrow T = \frac{PM}{\rho R} = \frac{(1.00)(28.02)}{(0.666)(0.082056)} = 512.7 \text{ K}$$

$$v = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{(3)(8.3145)(512.7)}{0.02802}} = \underline{\underline{676 \text{ m/s}}}$$

1 points

Donnez l'équation équilibrée pour la combustion du $C_3H_6O_2(s)$ (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 81.71% C par masse. À une température de 25.00 °C et une pression de 1.00 atm, sa masse volumique (densité) est 1.80 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 100.0 g de gaz

$$C: \frac{81.71}{12.01} = 6.803 / 6.803 \Rightarrow 1 \times 3 \Rightarrow 3$$

$$H: \frac{18.29}{1.01} = 18.11 / 6.803 \Rightarrow 2.66 \times 3 \Rightarrow 8$$

formule empirique : C_3H_8

$$M = \frac{\rho RT}{p} = \frac{(1.80)(0.082056)(298.15)}{(1.00)} = \underline{\underline{44.0 \text{ g/mol}}}$$

⇒ masse molaire de C_3H_8 serait 44.11 g/mol, soit essentiellement la masse molaire trouvée ci-haut

⇒ Formule moléculaire : C_3H_8

$$v = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{(3)(8.3145)(298.15)}{(0.0440)}} = \underline{\underline{411 \text{ m/s}}}$$

1 points

Qui a découvert la charge de l'électron?

Milliken

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 g d'un métal à $100.00 \text{ }^\circ\text{C}$ dans 222.2 g d'eau à $10.00 \text{ }^\circ\text{C}$. L'eau est dans un bécher à la même température qu'elle. La capacité calorifique du bécher est 500 J K^{-1} . La température finale du métal, l'eau et le bécher est $13.33 \text{ }^\circ\text{C}$. Quelle est la chaleur spécifique du métal?
- (b) (3 points) La combustion d'une mole de méthane ($\text{CH}_4(\text{g})$) libère 891 kJ de chaleur. On veut chauffer 6.66 kg d'eau de $20.00 \text{ }^\circ\text{C}$ à $30.00 \text{ }^\circ\text{C}$. Si le $\text{CH}_4(\text{g})$ est à $25.0 \text{ }^\circ\text{C}$ et une pression de 1.00 atm , quel volume de $\text{CH}_4(\text{g})$ devons-nous avoir?

a)

$$-Q_M = Q_{\text{eau}} + Q_{\text{bécher}}$$
$$-m_M s_M \Delta T_M = m_{\text{eau}} s_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} + C_{\text{bécher}} \Delta T_{\text{bécher}}$$
$$-(100.0) s_M (-86.67) = (222.2)(4.184)(3.33) + (500)(3.33)$$
$$8670 s_M = 4760.9$$
$$s_M = \frac{4760.9}{8670} = \underline{\underline{0.549 \frac{\text{J}}{\text{g K}}}}$$

b)

$$Q = ms\Delta T = (6660)(4.184)(10.00) = 278654 \text{ J} = 278.7 \text{ kJ}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mole} \rightarrow 891 \text{ kJ} \\ x \rightarrow 278.7 \text{ kJ} \end{array} \right\} x = 0.3128 \text{ mol}$$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(0.3128)(0.082056)(298.15)}{(1.00)} = \underline{\underline{7.65 \text{ L}}}$$