

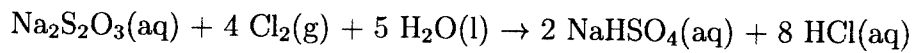
1 point

Il y a combien de chiffres significatifs dans la réponse pour le suivant: $774.32 + 326.2156 + 0.577$?

6

9 points

455.5 g de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{aq})$, 988.8 g de $\text{Cl}_2(\text{g})$, et 355.5 g de $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ réagissent ensemble de la façon suivante:



Quelle masse de $\text{NaHSO}_4(\text{aq})$ produit-on?

• imaginez que chaque réactif est limitant --- combien de moles de NaHSO_4 produirait-on?

$$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 : \frac{455.5 \text{ g}}{(2 \times 22.99 + 2 \times 32.07 + 3 \times 16.00) \text{ g/mol}} \times \frac{2}{1} = 5.7614 \text{ mol}$$

$$\text{Cl}_2 : \frac{988.8 \text{ g}}{(2 \times 35.45) \text{ g/mol}} \times \frac{2}{4} = 6.9732 \text{ mol}$$

$$\text{H}_2\text{O} : \frac{355.5 \text{ g}}{(16.00 + 2 \times 1.008) \text{ g/mol}} \times \frac{2}{5} = 7.8930 \text{ mol}$$

$\Rightarrow \text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ est limitant

$$\begin{aligned} \text{masse NaHSO}_4 &= (5.7614 \text{ mol})(22.99 + 1.008 + 32.07 + 4 \times 16.00) \text{ g/mol} \\ &= \underline{\underline{691.8 \text{ g}}} \end{aligned}$$

1 point

Qui a découvert la masse de l'électron?

Millikan

9 points

On a 9.44 g d'un gaz inconnu dans un contenant de 500.0 mL et la pression est 1.00 atm à une température de 25°C. La composition centésimale de ce gaz inconnu est 46.75% C, 20.76% O, 27.26% N, et 5.23% H. Quelle est la formule empirique de ce gaz inconnu? Quelle est la formule moléculaire de ce gaz inconnu?

$$M = \frac{\rho RT}{P} = \frac{(9.44 \text{ g} / 0.500 \text{ L}) (0.082056 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}}) (298.15 \text{ K})}{1.00 \text{ atm}}$$
$$= 462 \text{ g/mol}$$

• si on avait 100 g du composé

$$\text{C: } 46.75 \text{ g} / 12.01 \text{ g/mol} = 3.89 \text{ mol}$$

$$\text{O: } 20.76 \text{ g} / 16.00 \text{ g/mol} = 1.30 \text{ mol}$$

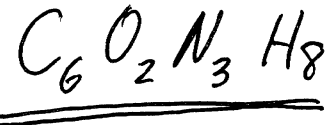
$$\text{N: } 27.26 \text{ g} / 14.01 \text{ g/mol} = 1.95 \text{ mol}$$

$$\text{H: } 5.23 \text{ g} / 1.008 \text{ g/mol} = 5.18 \text{ mol}$$

rapport 3 : 1 : 1.5 = 4
↓

6 : 2 : 3 = 8

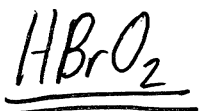
⇒ Formule empirique



C₆O₂N₃H₈ aurait une masse molaire d'environ 154 g/mol, donc la formule moléculaire doit être trois fois plus grande, soit C₁₈O₆N₉H₂₄

1 point

Si l'anion perbromate est le BrO_4^- , quelle est la formule précise de l'acide bromeux?



9 points

Dans un contenant d'acier de 10.0 L, on a 19.9 g de $\text{N}_2(\text{g})$. La pression est 2.50 atm. Quelle est la vitesse quadratique (ou la vitesse moyenne) des molécules de $\text{N}_2(\text{g})$? On ajoute 19.9 g de $\text{O}_2(\text{g})$ à ce contenant. La température est ajustée à 25.0°C et le volume est fixe à 10.0 L. Quelle est la pression totale?

$$n_{\text{N}_2} = 19.9 \text{ g} / 28.01 \text{ g/mol} = 0.71021 \text{ mol}$$

• trouvez la température initiale

$$PV = nRT \Rightarrow T = \frac{PV}{nR} = \frac{(2.50 \text{ atm})(10.0 \text{ L})}{(0.71021 \text{ mol})(0.082056 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}})}$$

$$T = 428.99 \text{ K}$$

$$v_{\text{quad}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{(3)(8.3145 \text{ J/K mol})(428.99 \text{ K})}{0.02802 \text{ kg/mol}}} \\ = \underline{\underline{618 \text{ m/s}}}$$

$$n_T = n_{\text{N}_2} + n_{\text{O}_2} = 0.71021 \text{ mol} + \frac{19.9 \text{ g}}{32.00 \text{ g/mol}} \\ = 1.3321 \text{ mol}$$

$$P_T V = n_T RT \Rightarrow P_T = \frac{n_T RT}{V} = \frac{(1.3321 \text{ mol})(0.082056 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}})(298.15 \text{ K})}{10.0 \text{ L}}$$

$$P_T = \underline{\underline{3.26 \text{ atm}}}$$

1 point

Indiquez si la valeur de ΔH pour la congélation de l'eau, afin de produire le $H_2O(s)$, est nulle, négative, ou positive. Vous n'avez pas besoin d'expliquer votre réponse.

négative

9 points

On veut chauffer 70.0 kg d'eau de 20.0°C à 55.0°C en faisant la combustion du méthane (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 méthane est à 20.0°C et une pression de 1.00 atm. Quel volume de méthane doit on brûler?

$$\Delta H_f^\circ (CH_4, g) = -74.9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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

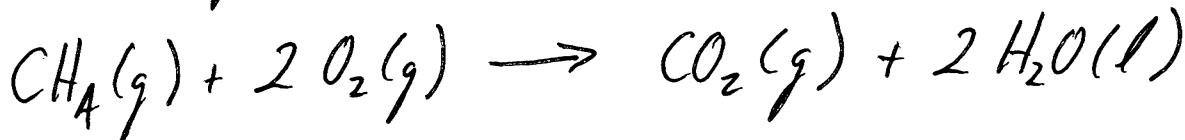
$$\Delta H_f^\circ (H_2O, l) = -285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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

• trouvez la chaleur nécessaire

$$Q = ms\Delta T = (70000 \text{ g}) \left(4.184 \frac{\text{J}}{\text{K g}} \right) (35.0 \text{ K}) = 10250.8 \text{ kJ}$$

• calculez ΔH pour la combustion d'une mole de $CH_4(g)$



$$\Delta H = (1)(-393.5 \text{ kJ}) + (2)(-285.8 \text{ kJ}) - (1)(-74.9 \text{ kJ}) - (2)(0) \\ = -890.2 \text{ kJ}$$

• une mole de $CH_4(g)$ nous donne 890.2 kJ, donc

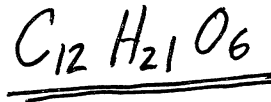
$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \rightarrow 890.2 \text{ kJ} \\ x \rightarrow 10250.8 \text{ kJ} \end{array} \right\} x = 11.515 \text{ mol}$$

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{(11.515 \text{ mol}) \left(0.082056 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \right) (293.15 \text{ K})}{1.00 \text{ atm}}$$

$$V = \underline{\underline{277 \text{ L}}}$$

1 point

La formule empirique d'un composé inconnu est $C_4H_7O_2$. Si sa masse moléculaire est environs 261 g/mol, quelle est la formule moléculaire de ce composé inconnu?



9 points

Dans une bombe calorimétrique à volume constant, on fait la combustion de 1.22 g de $C_6H_{10}O(l)$ (N.B. la combustion est la réaction d'une substance avec le $O_2(g)$ pour produire le $CO_2(g)$ et le $H_2O(l)$). La bombe calorimétrique a une capacité calorifique de 3.50 kJ K^{-1} et contient 2.725 kg d'eau. La chaleur spécifique de l'eau est $4.184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$. La température du calorimètre et de l'eau monte de 20.50°C à 23.25°C . Avec ces données, calculez les valeurs de Q , W , ΔH , et ΔU si on faisait la combustion d'une mole de $C_6H_{10}O(l)$ sous une pression constante de 1.00 atm à une température constante de 25.00°C .

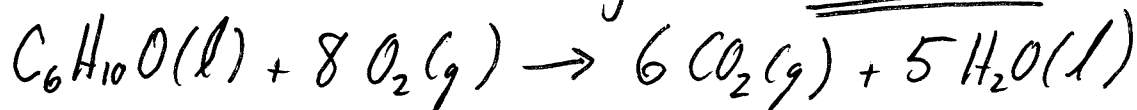
• calculez la valeur de Q pour la combustion de 1.22 g de $C_6H_{10}O(l)$ à volume constant (donc $Q = \Delta U$)

$$\begin{aligned} Q_{\text{réaction}} &= \Delta U = -Q_{\text{eau}} - Q_{\text{cal}} \\ &= -m_{H_2O} s_{H_2O} \Delta T_{H_2O} - C_{\text{cal}} \Delta T_{\text{cal}} \\ &= -(2725 \text{ g})(4.184 \frac{\text{J}}{\text{g K}})(2.75 \text{ K}) - (3500 \frac{\text{J}}{\text{K}})(2.75 \text{ K}) \\ &= -40988 \text{ J} = -40.988 \text{ kJ} \end{aligned}$$

• pour une mole, soit 98.14 g,

$$\left. \begin{array}{l} 1.22 \text{ g} \rightarrow -40.988 \text{ kJ} \\ 98.14 \text{ g} \rightarrow x \end{array} \right\} x = \Delta U = -3297 \text{ kJ}$$

• maintenant, on va trouver Q , W , ΔH , et ΔU à pression constante ... mais ΔU est toujours -3297 kJ



$$\begin{aligned} \Delta H &= \Delta U + RT \Delta n_{\text{gaz}} = -3297000 \text{ J} + (8.3145 \frac{\text{J}}{\text{K mol}})(298.15 \text{ K})(-2 \text{ mol}) \\ &= \underline{\underline{-3302 \text{ kJ}}} = Q \text{ (pression constante)} \end{aligned}$$

$$\Delta U = Q + W \Rightarrow W = \Delta U - Q = -3297 \text{ kJ} - (-3302 \text{ kJ}) = \underline{\underline{+5 \text{ kJ}}}$$