

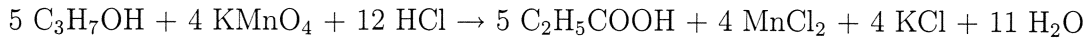
1 point

Si BrO_4^- est l'anion perbromate, quelle est la formule moléculaire de l'acide hypobromeux?

HOBr

9 points

411.0 g de $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$, 522.0 g de KMnO_4 , et 466.0 g de H_2SO_4 réagissent ensemble de la façon suivante:



Quelle masse de $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ produit-on?

• calculez le nombre de moles de $\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$ qu'on peut produire si chaque réactif est limitant (le plus petit sera effectivement le limitant)

$$\text{C}_3\text{H}_7\text{OH} = \frac{411.0 \text{ g } \text{C}_3\text{H}_7\text{OH}}{[(3 \times 12.01) + (8 \times 1.008) + (1 \times 16.00)] \text{ g/mol}} \times \frac{5 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}}{5 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_7\text{OH}} = 6.8393 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$$

$$\text{KMnO}_4 = \frac{522.0 \text{ g } \text{KMnO}_4}{[(1 \times 39.10) + (1 \times 54.94) + (4 \times 16.00)] \text{ g/mol}} \times \frac{5 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}}{4 \text{ mol } \text{KMnO}_4} = 4.1287 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$$

$$\text{HCl} = \frac{466.0 \text{ g } \text{HCl}}{[(1 \times 1.008) + (1 \times 35.45)] \text{ g/mol}} \times \frac{5 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}}{12 \text{ mol } \text{HCl}} = 5.3258 \text{ mol } \text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$$

$\Rightarrow \text{KMnO}_4$ est limitant et on produit

$$4.1287 \text{ mol} \times [(3 \times 12.01) + (6 \times 1.008) + (2 \times 16.00)] \text{ g/mol} \\ = \underline{\underline{305.8 \text{ g}}}$$

1 point

Il y a combien de chiffres significatifs dans la réponse pour le suivant: $+3.23 + 88.777 + 122.666 - 55.4$?

9 points

La composition centésimale d'un composé est de 35.29% C, 31.34% O, 27.44% N, et 5.92% H. La masse moléculaire du composé est approximativement 204.2 g/mol. Quelle est la formule empirique de ce composé? Quelle est sa formule moléculaire? Quelle est la masse (en g) d'une molécule de ce composé?

• imagine qu'on a 100g du composé

$$C: \frac{35.29 \text{ g C}}{12.01 \text{ g/mol}} = 2.94 \text{ mol} \Rightarrow \textcircled{1.5} \xrightarrow{\text{rapport 3:2}} \textcircled{3}$$

$$O: \frac{31.34 \text{ g O}}{16.00 \text{ g/mol}} = 1.96 \text{ mol} \Rightarrow \textcircled{1} \Rightarrow \textcircled{2}$$

$$N: \frac{27.44 \text{ g N}}{14.01 \text{ g/mol}} = 1.96 \text{ mol} \Rightarrow \textcircled{1} \Rightarrow \textcircled{2}$$

$$H: \frac{5.92 \text{ g H}}{1.008 \text{ g/mol}} = 5.87 \text{ mol} \Rightarrow \textcircled{3} \Rightarrow \textcircled{6}$$

\Rightarrow la formule empirique est $C_3O_2N_2H_6$

\Rightarrow sa masse molaire serait 102.10 g/mol

\Rightarrow exactement la moitié de 204.2 g/mol

\Rightarrow la formule moléculaire est $C_6O_4N_4H_{12}$

\Rightarrow la masse d'une molécule serait

$$\frac{204.2 \text{ g mol}^{-1}}{6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = \underline{\underline{3.391 \times 10^{-22} \text{ g}}}$$

1 point

Qui fut le premier à proposer que l'atome possède un noyau?

Rutherford

9 points

On chauffe 25.0 kg d'eau en faisant la combustion du propane (N.B. la combustion est la réaction d'une substance avec le $O_2(g)$ pour produire le $CO_2(g)$ et le $H_2O(l)$). A $25.0^\circ C$ et une pression de 1.00 atm, on fait la combustion de 31.1 L de propane (C_3H_8). Toute la chaleur libérée par cette réaction rentre dans le 25.0 kg d'eau. Si la température initiale de l'eau était $25.0^\circ C$, quelle serait la température finale de l'eau? Pour répondre à cette question, vous avez besoin des données suivantes.

$$\Delta H_f^\circ (C_3H_8, g) = -103.9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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

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

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

• balancer l'équation: $C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(l)$

• calculer $\Delta H^\circ = (3)(-393.5) + (4)(-285.8) - (1)(-103.9) - (5)(0)$
 $= -2219.8 \text{ kJ/mol}$

• calculer le nombre de moles de $C_3H_8(g)$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{(1.00)(31.1)}{(0.082056)(298.15)} = 1.271 \text{ mol}$$

• 1.271 mol de $C_3H_8(g)$ donnera $\Delta H^\circ = (1.271 \text{ mol})(-2219.8 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}})$
 $= -2821.4 \text{ kJ}$

• cette chaleur rentre dans l'eau $\Rightarrow Q_{\text{eau}} = +2821.4 \text{ kJ}$

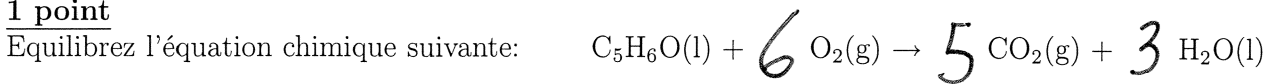
$$Q_{\text{eau}} = ms \Delta T_{\text{eau}} \Rightarrow \Delta T_{\text{eau}} = \frac{Q_{\text{eau}}}{m_{\text{eau}} s}$$

$$\Delta T_{\text{eau}} = \frac{+2821400 \text{ J}}{(25000 \text{ g})(4.184 \text{ J/g}^\circ C)} = +26.97^\circ C$$

$$T_f = T_i + \Delta T = 25.0^\circ C + 26.97^\circ C = \underline{\underline{52.0^\circ C}}$$

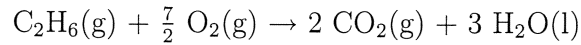
1 point

Équilibrez l'équation chimique suivante:



9 points

Pour la combustion d'une mole de éthane dans un système fermé sous une pression constante de 1.00 atm et à une température de 25°C,



calculez les valeurs de Q , W , ΔU° , ΔH° , ΔS° , ΔG° , $\Delta S_{\text{environs}}$, et $\Delta S_{\text{univers}}$.

données (toutes à 25°C):

$$\Delta H_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_6, \text{g}) = -83.7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{CO}_2, \text{g}) = -393.5 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H_f^\circ (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -285.8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G_f^\circ (\text{C}_2\text{H}_6, \text{g}) = -32.9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G_f^\circ (\text{CO}_2, \text{g}) = -394.4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta G_f^\circ (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = -237.1 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\cdot \Delta H^\circ = (2)(-393.5) + (3)(-285.8) - (1)(-83.7) - \left(\frac{7}{2}\right)(0) = \underline{\underline{-1560.7 \text{ kJ}}}$$

$$\cdot \text{à pression constante, } Q = \Delta H = \underline{\underline{-1560.7 \text{ kJ}}}$$

$$\cdot \Delta G^\circ = (2)(-394.4) + (3)(-237.1) - (1)(-32.9) - \left(\frac{7}{2}\right)(0) = \underline{\underline{-1467.2 \text{ kJ}}}$$

$$\cdot \Delta S^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \underline{\underline{-313.6 \text{ J/K}}}$$

$$\cdot \Delta U^\circ = \Delta H^\circ - RT\Delta n_{\text{gaz}} = -1560700 - (8.3145)(298.15)(2-4.5) = \underline{\underline{-1554.5 \text{ kJ}}}$$

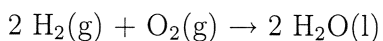
$$\cdot \Delta U = Q + W \Rightarrow W = \Delta U - Q = \underline{\underline{+6.2 \text{ kJ}}}$$

$$\cdot \Delta S_{\text{env}} = \frac{Q_{\text{env}}}{T} = \frac{-Q}{T} = \frac{-(-1560700 \text{ J})}{298.15 \text{ K}} = \underline{\underline{+5234 \text{ J/K}}}$$

$$\cdot \Delta S_{\text{univ}} = \Delta S + \Delta S_{\text{env}} = -313.6 \text{ J/K} + 5234 \text{ J/K} = \underline{\underline{+4920 \text{ J/K}}}$$

1 point

Indiquez si la valeur de ΔS pour cette réaction (à 25°C et sous une pression constante de 1.00 atm) est nulle, positive, ou négative.



négative

9 points

Dans un contenant d'acier de 10.0 L, on place 5.11 g de $\text{N}_2(\text{g})$. La pression partielle de $\text{N}_2(\text{g})$ est 0.777 atm. Calculez la vitesse quadratique (ou la vitesse moyenne) des molécules de $\text{N}_2(\text{g})$. Si la pression totale est 1.000 atm et le seul autre gaz est le $\text{O}_2(\text{g})$, quelle est la masse de $\text{O}_2(\text{g})$ dans ce contenant d'acier?

$$\bullet n_{\text{N}_2} = \frac{5.11 \text{ g}}{(2 \times 14.01) \text{ g/mol}} = 0.18237 \text{ mol}$$

• calculez la valeur de T

$$P_{\text{N}_2} V = n_{\text{N}_2} R T \Rightarrow T = \frac{P_{\text{N}_2} V}{n_{\text{N}_2} R} = \frac{(0.777)(10.0)}{(0.18237)(0.082056)} = 519.23 \text{ K}$$

$$\bullet \text{ calculez } v_{\text{quad}} : v_{\text{quad}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{(3)(8.3145)(519.23)}{(2 \times 14.01) \times 10^{-3}}} \\ = \underline{\underline{680 \text{ ms}^{-1}}}$$

• la pression de $\text{O}_2(\text{g})$ est donnée par $P_{\text{N}_2} + P_{\text{O}_2} = 1.000 \text{ atm}$

$$P_{\text{O}_2} = 1.000 - 0.777 = 0.223 \text{ atm}$$

• calculez n_{O_2} : $P_{\text{O}_2} V = n_{\text{O}_2} R T \Rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{P_{\text{O}_2} V}{R T}$

$$n_{\text{O}_2} = \frac{(0.223)(10.0)}{(0.082056)(519.23)} = 0.05234 \text{ mol}$$

$$\bullet \text{ masse } \text{O}_2 = (0.05234 \text{ mol})(2 \times 16.00) \text{ g/mol} = \underline{\underline{1.67 \text{ g}}}$$