

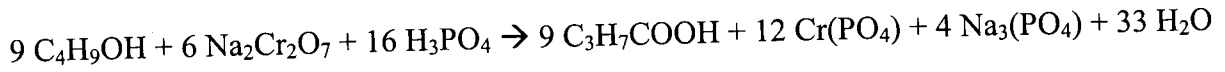
1 point

IO_2^- est l'anion iodite. Donnez la formule moléculaire de l'acide periodique.



9 points

311.0 g de $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$, 766.0 g de $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, et 455.0 g de H_3PO_4 réagissent ensemble de la façon suivante:



Quelle masse de $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ produit-on?

• calculer le nombre de moles de $\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$ produit si chaque réactif serait limitant

$$\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}: \frac{311.0 \text{ g } \text{C}_4\text{H}_9\text{OH}}{[(4 \times 12.01) + (10 \times 1.008) + (16.00)] \text{ g/mol}} \cdot \frac{9 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}}{9 \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_9\text{OH}} = 4.1957 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$$

$$\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7: \frac{766.0 \text{ g } \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{[(2 \times 52.00) + (2 \times 22.99) + (7 \times 16.00)] \text{ g/mol}} \cdot \frac{9 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}}{6 \text{ mol } \text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 4.3860 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$$

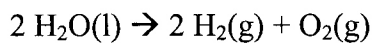
$$\text{H}_3\text{PO}_4: \frac{455.0 \text{ g } \text{H}_3\text{PO}_4}{[(3 \times 1.008) + (30.97) + (4 \times 16.00)] \text{ g/mol}} \cdot \frac{9 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}}{16 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4} = 2.6117 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$$

$\Rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$ est le réactif limitant

$$\begin{aligned} \text{masse } \text{C}_3\text{H}_7\text{COOH} &= (2.6117 \text{ mol}) [(4 \times 12.01) + (8 \times 1.008) + (2 \times 16.00)] \text{ g/mol} \\ &= \underline{\underline{230.1 \text{ g}}} \end{aligned}$$

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.



positive

9 points

La composition centésimale d'un composé est de 38.08% C, 31.71% O, 25.42% S, et 4.79% H. La masse moléculaire du composé est approximativement 504.6 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?

• si on avait 100g

$$\text{C: } \frac{38.08 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 3.17 \Rightarrow \textcircled{4} \xrightarrow{\text{rapport 5:2}} 8$$

$$\text{O: } \frac{31.71 \text{ g}}{16.00 \text{ g/mol}} = 1.98 \Rightarrow \textcircled{2.5} \xrightarrow{\text{rapport 5:2}} 5$$

$$\text{S: } \frac{25.42 \text{ g}}{32.07 \text{ g/mol}} = 0.79 \Rightarrow \textcircled{1} \xrightarrow{\text{rapport 5:2}} 2$$

$$\text{H: } \frac{4.79 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = 4.75 \Rightarrow \textcircled{6} \xrightarrow{\text{rapport 5:2}} 12$$

⇒ la formule empirique est $\text{C}_8\text{O}_5\text{S}_2\text{H}_{12}$

⇒ la masse molaire de $\text{C}_8\text{O}_5\text{S}_2\text{H}_{12}$ serait

$$[(8 \times 12.01) + (5 \times 16.00) + (2 \times 32.07) + (12 \times 1.008)] \text{ g/mol} = \underline{\underline{252.3 \text{ g/mol}}}$$

⇒ ceci est la moitié de la vraie masse molaire

⇒ la formule empirique est $\text{C}_{16}\text{O}_{10}\text{S}_4\text{H}_{24}$

$$\Rightarrow \text{masse d'une molécule} = \frac{504.6 \text{ g mol}^{-1}}{6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = \underline{\underline{8.379 \times 10^{-22} \text{ g}}}$$

1 point

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

Thomson

9 points

Dans un contenant de 5.00 L, on a 8.22 g de $O_2(g)$ et une pression de 1.00 atm. Dans un autre contenant de 5.00 L, on a 8.22 g de $N_2(g)$ et une pression de 1.00 atm. Quelle est la vitesse moyenne (ou vitesse quadratique) des molécules dans chaque contenant? On place tout le $O_2(g)$ et tout le $N_2(g)$ dans un troisième contenant de 5.00 L qui est maintenu à $25.0^\circ C$. Quelle est la pression totale dans ce contenu? En moyenne, est ce que les molécules de $O_2(g)$ possèdent plus d'énergie cinétique, le même énergie cinétique, ou moins d'énergie cinétique que les molécules de $N_2(g)$? Vous n'avez pas besoin d'expliquez votre raisonnement (c'est-à-dire, tout simplement fournir la réponse).

• trouver la température de chaque contenant (A et B)

$$A: PV = nRT \Rightarrow T = \frac{PV}{nR} = \frac{(1.00)(5.00)}{\left(\frac{8.22}{32.00}\right)(0.082056)} = 237.2 \text{ K}$$

$$B: PV = nRT \Rightarrow T = \frac{PV}{nR} = \frac{(1.00)(5.00)}{\left(\frac{8.22}{28.02}\right)(0.082056)} = 207.7 \text{ K}$$

$$A: v_{\text{quad}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{(3)(8.3145)(237.2)}{0.03200}} = \underline{\underline{430 \text{ ms}^{-1}}}$$

$$B: v_{\text{quad}} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{(3)(8.3145)(207.7)}{0.02802}} = \underline{\underline{430 \text{ ms}^{-1}}}$$

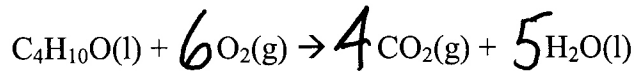
• trouver la pression totale dans le contenant final

$$P_T V = n_T RT \Rightarrow P_T = \frac{n_T RT}{V} = \frac{\left[\left(\frac{8.22}{32.00}\right) + \left(\frac{8.22}{28.02}\right)\right](0.082056)(298.15)}{(5.00)} = \underline{\underline{2.69 \text{ atm}}}$$

\Rightarrow même énergie cinétique (l'hypothèse de Boltzmann dit que deux gaz à la même température possèdent la même énergie cinétique moyenne)

1 point

Équilibrez la réaction chimique suivante :



9 points

On a 277 g d'eau dans un contenant. La température de l'eau et du contenant est 22.0°C. On a un morceau de fer de 111 g à une température de 75.0°C et un morceau de titane de 133 g à une température de 85.0°C. On les place dans l'eau dans le contenant. Les chaleurs spécifiques de l'eau, du fer, et du titane sont, respectivement, 4.184 J / (g °C), 0.444 J / (g °C), et 0.540 J / (g °C). La capacité calorifique du contenant est 287 J / °C). Quelle est la température finale de l'eau, le fer, le titane, et le contenant?

$$Q_{\text{eau}} + Q_{\text{cont}} = -Q_{\text{Ti}} - Q_{\text{Fe}}$$

⇒ T_f est identique pour tous les quatre

$$\begin{aligned} m_{\text{eau}} s_{\text{eau}} (T_f - T_{i,\text{H}_2\text{O}}) + C_{\text{cont}} (T_f - T_{i,\text{cont}}) \\ = -m_{\text{Fe}} s_{\text{Fe}} (T_f - T_{i,\text{Fe}}) - m_{\text{Ti}} s_{\text{Ti}} (T_f - T_{i,\text{Ti}}) \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} (277)(4.184)(T_f - 22.0) + (287)(T_f - 22.0) \\ = -(111)(0.444)(T_f - 75.0) - (133)(0.540)(T_f - 85.0) \end{aligned}$$

$$(1445.968) T_f - 3181.296 = (-121.04) T_f + 9801$$

$$(1567.072) T_f = 4162.296$$

$$T_f = \frac{4162.296}{1567.072} = \underline{\underline{26.6^\circ\text{C}}}$$

1 point

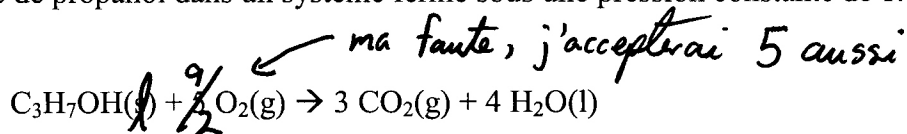
Donnez le nombre de chiffres significatifs dans la réponse final pour ce calcul:

$$1877.73 + 1045.147 - 137.372 + 2.3$$

5

9 points

Pour la combustion d'une mole de propanol 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):

$\Delta H_f(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}, l)$	=	-304.7 kJ mol ⁻¹
$\Delta H_f(\text{CO}_2, g)$	=	-393.5 kJ mol ⁻¹
$\Delta H_f(\text{H}_2\text{O}, l)$	=	-285.8 kJ mol ⁻¹
$\Delta G_f(\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}, l)$	=	-170.6 kJ mol ⁻¹
$\Delta G_f(\text{CO}_2, g)$	=	-394.4 kJ mol ⁻¹
$\Delta G_f(\text{H}_2\text{O}, l)$	=	-237.1 kJ mol ⁻¹

$$\Delta H^\circ = (3)(-393.5) + (4)(-285.8) - (1)(-304.7) - \left(\frac{9}{2}\right)(0) = \underline{\underline{-2019.0 \text{ kJ}}}$$

• à pression constante, $Q = \Delta H = \underline{\underline{-2019.0 \text{ kJ}}}$

$$\Delta G^\circ = (3)(-394.4) + (4)(-237.1) - (1)(-170.6) - \left(\frac{9}{2}\right)(0) = \underline{\underline{-1961.0 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta U = \Delta H^\circ - RT \Delta n_{\text{gaz}} = (-2019000) - (8.3145)(298.15)(3-4.5) = \underline{\underline{-2015.3 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta U = Q + W \Rightarrow W = \Delta U - Q = -2015.3 - (-2019.0) = \underline{\underline{+3.7 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \frac{-2019000 - (-1961000)}{298.15} = \underline{\underline{-195 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta S_{\text{env}} = \frac{Q_{\text{env}}}{T} = \frac{-Q}{T} = \frac{-(-2019000) \text{ J}}{298.15 \text{ K}} = \underline{\underline{+6772 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta S_{\text{univers}} = \Delta S + \Delta S_{\text{env}} = -195 + 6772 = \underline{\underline{+6577 \text{ J/K}}}$$