

1 point

Si ClO_2^- est l'anion chlorite, quelle est la formule moléculaire de l'acide perchlorique?



9 points

384.0 g de NaOH, 218.0 g de Al_2O_3 , et 237.0 g de HF réagissent ensemble de la façon suivante:



- (a) Quelle masse de Na_3AlF_6 produit-on?
- (b) Si on voulait produire 1.000 kg de Na_3AlF_6 , quel est le nombre minimum de moles de Al_2O_3 nécessaires? Pour partie (b), supposez que vous avez assez des autres réactifs (c'est à dire, ils sont en excès).

a) calculez le nombre de moles de chaque réactif et ensuite le nombre de moles de Na_3AlF_6 qu'on produirait si ce réactif était limitant

$\text{NaOH} = \frac{384.0 \text{ g}}{[22.99 + 16.00 + 1.008] \text{ g/mol}} \Rightarrow 9.60048 \text{ moles de NaOH} \xrightarrow{\times \frac{2}{6}} 3.20016 \text{ moles Na}_3\text{AlF}_6$

$\text{Al}_2\text{O}_3 = \frac{218.0 \text{ g}}{[2 \times 26.98 + 3 \times 16.00] \text{ g/mol}} \Rightarrow 2.13809 \text{ moles de Al}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\times \frac{2}{1}} 4.27618 \text{ moles Na}_3\text{AlF}_6$

$\text{HF} = \frac{237.0 \text{ g}}{(1.008 + 19.00) \text{ g/mol}} \Rightarrow 11.8452 \text{ moles de HF} \xrightarrow{\times \frac{2}{12}} 1.97421 \text{ moles Na}_3\text{AlF}_6$

\Rightarrow HF est limitant et on produit

le $\frac{2}{6}$, $\frac{2}{1}$, et $\frac{2}{12}$ prennent compte du rapport réactif : Na_3AlF_6

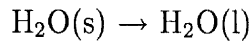
$1.97421 \text{ mol} \times [3 \times 22.99 + 26.98 + 6 \times 19.00] \text{ g/mol} = \underline{\underline{414.5 \text{ g}}}$

\Rightarrow on veut $\frac{1000 \text{ g}}{[3 \times 22.99 + 26.98 + 6 \times 19.00] \text{ g/mol}} = 4.76304 \text{ mol Na}_3\text{AlF}_6$

\Rightarrow le rapport $\text{Al}_2\text{O}_3 : \text{Na}_3\text{AlF}_6$ est 1:2, donc on prendra 2.382 mol de Al_2O_3

1 point

Indiquez si la valeur de $\Delta S_{\text{univers}}$ pour cette réaction (à 0°C et sous une pression constante de 1.00 atm) est nulle, positive, ou négative.



nulle \Rightarrow pour l'univers, la variation d'entropie est nulle car les deux phases sont en équilibre à ce T, P

9 points

La composition centésimale d'un composé est de 62.22% C, 10.37% N, 23.68% O, et 3.73% H. La masse moléculaire du composé est approximativement 405 g/mol. Quelle est la formule empirique de ce composé? Quelle est sa formule moléculaire? Il y a combien de molécules de ce composé dans 1.000 g de cette substance (n'exprimer pas cette réponse en moles)?

$$\text{C: } 62.22\% / 12.01 \text{ g/mol} = 5.181 \text{ mol}$$

$$\text{N: } 10.37\% / 14.01 \text{ g/mol} = 0.740 \text{ mol}$$

$$\text{O: } 23.68\% / 16.00 \text{ g/mol} = 1.480 \text{ mol}$$

$$\text{H: } 3.73\% / 1.008 \text{ g/mol} = 3.700 \text{ mol}$$

le rapport C : N : O : H est 7 : 1 : 2 : 5

\Rightarrow la formule empirique est $\text{C}_7\text{N}_1\text{O}_2\text{H}_5$

\Rightarrow la masse molaire de $\text{C}_7\text{N}_1\text{O}_2\text{H}_5$ serait 135 g/mol, soit $\frac{1}{3}$ de 405 g/mol (la masse molaire)

\Rightarrow la formule moléculaire est donc $\text{C}_{21}\text{N}_3\text{O}_6\text{H}_{15}$

\Rightarrow si la masse molaire est 405 g/mol

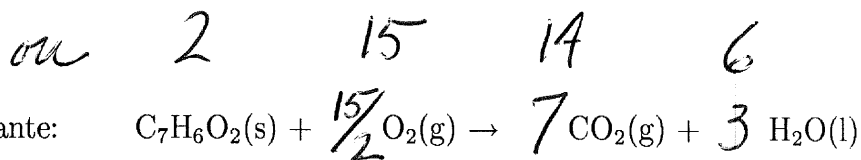
$$405 \text{ g} \rightarrow 6.022 \times 10^{23} \text{ molécules}$$

$$1 \text{ g} \rightarrow x$$

$$x = \underline{\underline{1.49 \times 10^{21} \text{ molécules}}}$$

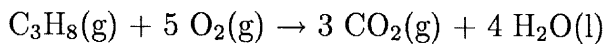
1 point

Équilibrez l'équation chimique suivante:



9 points

Pour la combustion de 1.000 mol de propane dans un contenant d'acier de 10.00 L (aucune expansion est permise) à une température de 25.0°C,



calculez les valeurs de Q , W , ΔU , ΔH , et $\Delta S_{\text{environs}}$. Quelle est la pression partielle du propane dans le contenant avant le début de la réaction?

données (toutes à 25°C):

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

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

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

$$\Delta H = (3)(-393.5) + (4)(-285.8) - (1)(-103.9) - (5)(0)$$

$$\Delta H = \underline{\underline{-2219.8 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta U = \Delta H - RT \Delta n_{\text{gaz}} = -2219.8 \times 10^3 - (8.3145)(298.15)(3-6)$$

$$\Delta U = \underline{\underline{-2212.4 \text{ kJ}}}$$

$$\Rightarrow \text{à volume constant, } W = \underline{\underline{0}} \text{ et } Q = \Delta U = \underline{\underline{-2212.4 \text{ kJ}}}$$

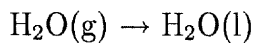
$$\Delta S_{\text{env}} = \frac{+Q_{\text{env}}}{T} = \frac{-Q_{\text{sys}}}{T} = \frac{-Q}{T} = \frac{-(-2212.4 \times 10^3 \text{ J})}{298.15 \text{ K}}$$

$$\Delta S_{\text{env}} = 7420 \text{ J/K}$$

$$P_{C_3H_8(g)} = \frac{n_{C_3H_8} RT}{V} = \frac{(1.000)(0.08206)(298.15)}{(10.0)} = \underline{\underline{2.447 \text{ atm}}}$$

1 point

Indiquez si la valeur de ΔH pour cette réaction (à 100°C et sous une pression constante de 1.00 atm) est nulle, positive, ou négative.



négative

9 points

On a 2.00 mol de $\text{N}_2(\text{g})$ dans un premier contenant d'acier de 10.0 L et une pression de 5.00 atm . On a 3.00 mol de $\text{O}_2(\text{g})$ dans un deuxième contenant d'acier de 20.0 L et une pression de 4.00 atm . Quelle est la vitesse quadratique (ou la vitesse moyenne) des molécules dans chaque contenant? On verse les deux gaz en question dans un troisième contenant d'acier de 50.0 L . On ajuste la température à 25.0°C . Quelle est la pression totale?

\Rightarrow trouvez la température de chaque gaz

$$\text{N}_2: T = \frac{PV}{nR} = \frac{(5.00)(10.0)}{(2.00)(0.08206)} = 304.7\text{ K}$$

$$\text{O}_2: T = \frac{PV}{nR} = \frac{(4.00)(20.00)}{(3.00)(0.08206)} = 325.0\text{ K}$$

$$v_{\text{N}_2} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{(3)(8.3145)(304.7)}{0.02802}} = \underline{\underline{521\text{ m/s}}}$$

0.02802 doit être en kg/mol

$$v_{\text{O}_2} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} = \sqrt{\frac{(3)(8.3145)(325.0)}{0.03200}} = \underline{\underline{503\text{ m/s}}}$$

$$P_T V = n_T RT \Rightarrow P_T = \frac{n_T RT}{V}$$

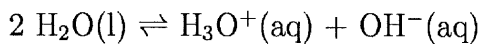
$$P_T = \frac{(2.00 + 3.00)(0.08206)(298.15)}{(50.0)} = \underline{\underline{2.45\text{ atm}}}$$

1 point

Donnez la définition rigoureuse (en mots) pour une mole ou le nombre d'Avogadro (N.B. la réponse n'est pas tout simplement 6.022×10^{23}). \neq d'atomes dans 12g de ^{12}C

9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 1.14×10^{-15} à 0.0°C et 1.01×10^{-14} à 25.0°C . Calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , et ΔG° à 25.0°C . Quelle serait la valeur de ΔG pour la réaction ci-haute si les concentrations de $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$ étaient respectivement $1.0 \times 10^{-3} \text{ M}$ et $1.0 \times 10^{-5} \text{ M}$?

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \Rightarrow \Delta H^\circ = \frac{-R \ln K_2/K_1}{(1/T_2 - 1/T_1)}$$

$$\Delta H^\circ = \frac{-8.3145 \ln \left(\frac{1.01 \times 10^{-14}}{1.14 \times 10^{-15}} \right)}{(1/298.15 - 1/273.15)} = \underline{\underline{+59.1 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G_{25^\circ\text{C}}^\circ = -RT \ln K_{25^\circ\text{C}} = -(8.3145)(298.15) \ln (1.01 \times 10^{-14})$$

$$\Delta G_{25^\circ\text{C}}^\circ = \underline{\underline{+79.9 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta G^\circ - \Delta H^\circ}{-T} = \frac{+79900 - (+59100)}{-298.15} = \underline{\underline{-70 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q = 79900 + (8.3145)(298.15) \ln \frac{(1.0 \times 10^{-3})(1.0 \times 10^{-5})}{(1)^2}$$

$$\Delta G = \underline{\underline{+34.2 \text{ kJ}}}$$