

OBr^- (ou BrO^-)

1 point

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

9 points

205.0 g de H_2O , 225.0 g de O_2 , et 240.0 g de P_4 réagissent ensemble de la façon suivante:



Quelle masse de H_3PO_4 produit-on? Quelle est la masse totale de réactifs en excès qui ne réagissent pas.

• calculez le nombre de moles de H_3PO_4 qu'on produirait si chaque réactif était limitant

$$\text{H}_2\text{O} : \frac{205.0 \text{ g H}_2\text{O}}{[16.00 + (2)(1.008)] \text{ g/mol}} \times \frac{4 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{6 \text{ mol H}_2\text{O}} = 7.5858 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$$

$$\text{O}_2 : \frac{225.0 \text{ g O}_2}{[(2)(16.00)] \text{ g/mol}} \times \frac{4 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{5 \text{ mol O}_2} = 5.6250 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$$

$$\text{P}_4 : \frac{240.0 \text{ g P}_4}{[(4)(30.97)] \text{ g/mol}} \times \frac{4 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol P}_4} = 7.7494 \text{ mol H}_3\text{PO}_4$$

⇒ O_2 est limitant et on produit

$$5.6250 \text{ mol H}_3\text{PO}_4 \times [(3)(1.008) + (30.97) + (4)(16.00)] \text{ g/mol} = \underline{551.2 \text{ g H}_3\text{PO}_4}$$

⇒ la masse des réactifs en excès est donnée par la masse initiale moins la masse des produits (551.2 g)

$$\text{masse excès} = (205.0 + 225.0 + 240.0) \text{ g} - 551.2 \text{ g} = 118.8 \text{ g}$$

• pour les autres versions où la masse de O_2 est

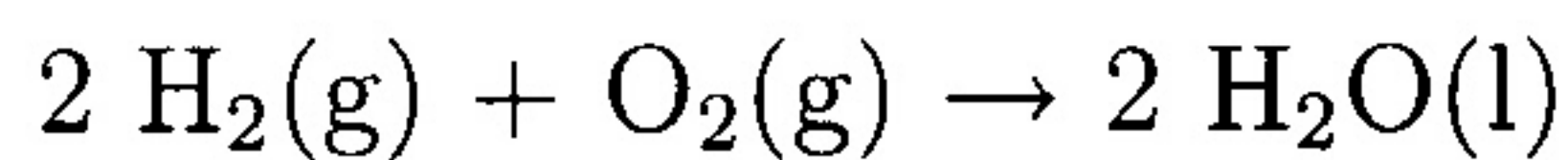
$$235.0 \text{ g} : \underline{575.7 \text{ g}} \text{ et } \underline{124.3 \text{ g}}$$

$$245.0 \text{ g} : \underline{600.2 \text{ g}} \text{ et } \underline{129.8 \text{ g}}$$

$$255.0 \text{ g} : \underline{624.7 \text{ g}} \text{ et } \underline{135.3 \text{ g}}$$

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

La composition centésimale d'un composé est de 55.04% C, 12.84% N, 29.34% O, et 2.77% H. La masse moléculaire du composé est approximativement 327 g/mol. Quelle est la formule empirique de ce composé? Quelle est sa formule moléculaire? Quelle est la masse (en g) d'une seule molécule de ce composé?

• si on avait 100.0g de cette substance, on aurait

$$\frac{55.04 \text{ g C}}{12.01 \text{ g/mol}} = 4.583 \text{ mol C}$$

$$\frac{12.84 \text{ g N}}{14.01 \text{ g/mol}} = 0.916 \text{ mol N}$$

$$\frac{29.34 \text{ g O}}{16.00 \text{ g/mol}} = 1.834 \text{ mol O}$$

$$\frac{2.77 \text{ g H}}{1.008 \text{ g/mol}} = 2.784 \text{ mol H}$$

ceci donne un rapport
5:1:2:3

formule empirique = $\text{C}_5\text{NO}_2\text{H}_3$

• si la molécule est vraiment $\text{C}_5\text{NO}_2\text{H}_3$, elle aurait une masse molaire de

$$[(5)(12.01) + (14.01) + (2)(16.00) + (3)(1.008)] = 109.08 \text{ g/mol}$$

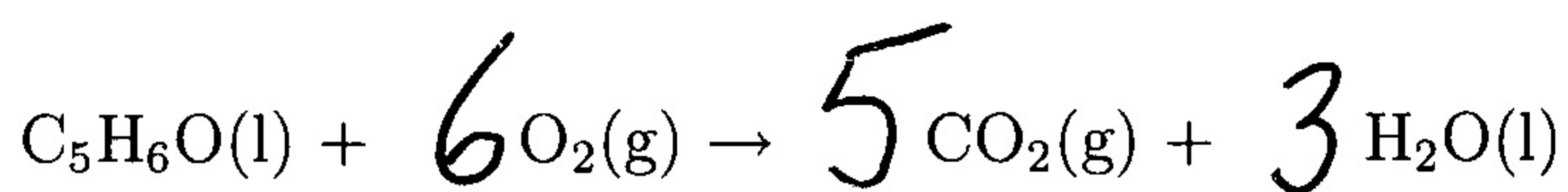
⇒ cette masse est 3x trop petites, donc formule moléculaire = $\text{C}_{15}\text{N}_3\text{O}_6\text{H}_9$

• la masse d'une seule molécule est

$$\frac{327 \text{ g/mol}}{6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = \underline{\underline{5.43 \times 10^{-22} \text{ g}}}$$

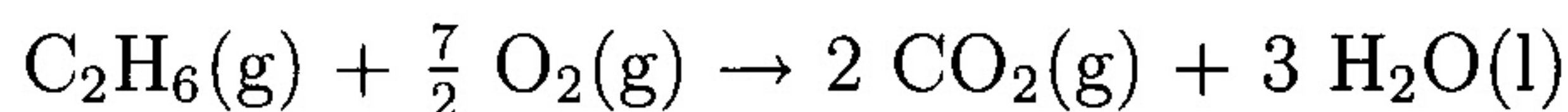
1 point

Équilibrez l'équation chimique suivante:



9 points

Pour la combustion d'une mole d'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):

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

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

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

$$S^\circ (\text{C}_2\text{H}_6, \text{g}) = 229.5 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (\text{O}_2, \text{g}) = 205.1 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (\text{CO}_2, \text{g}) = 213.7 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$S^\circ (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 69.9 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

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

$$\Delta S^\circ = (2)(213.7) + (3)(69.9) - (1)(229.5) - \left(\frac{7}{2}\right)(205.1) = \underline{\underline{-310.3 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta H^\circ = \Delta G^\circ + T\Delta S^\circ = -1467200 \text{ J} + (298.15 \text{ K})(-310.3 \text{ J/K})$$

$$\Delta H^\circ = \underline{\underline{-1559.7 \text{ kJ}}}, \text{ et à pression constante, } Q = \Delta H^\circ = \underline{\underline{-1559.7 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta U^\circ = \Delta H^\circ - RT\Delta n = -1559700 \text{ J} - (8.3145 \text{ J/K mol})(298.15 \text{ K})(-2.5 \text{ mol})$$

$$\Delta U^\circ = \underline{\underline{-1553.5 \text{ kJ}}}$$

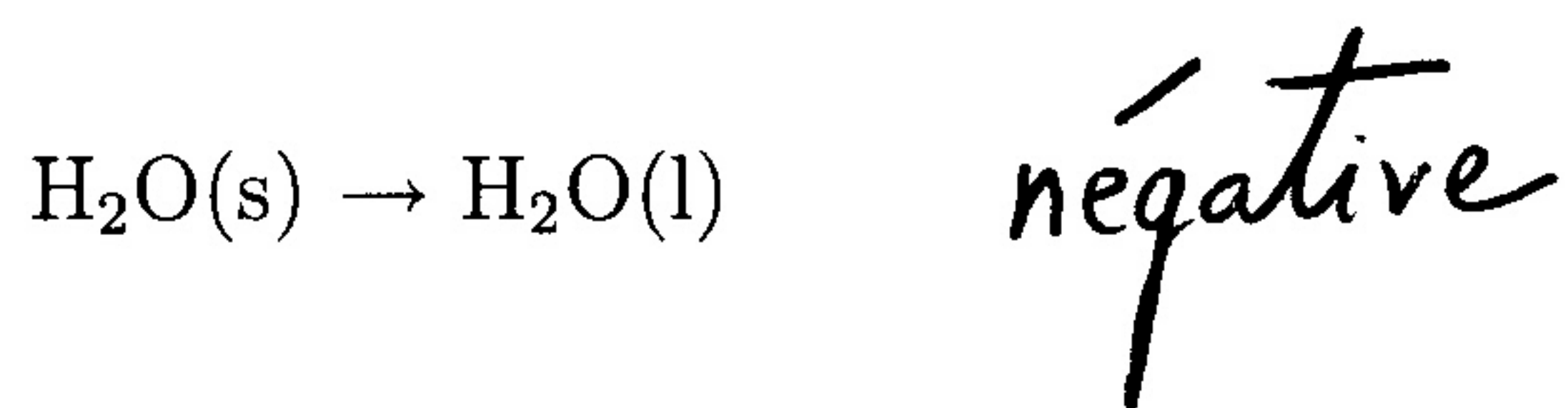
$$\Delta U^\circ = Q + W \Rightarrow W = \Delta U^\circ - Q = -1553.5 \text{ kJ} - (-1559.7 \text{ kJ}) = \underline{\underline{+6.2 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta S_{\text{environs}} = \frac{Q_{\text{sys} \rightarrow \text{env}}}{T} = \frac{-Q}{T} = \frac{-(-1559700 \text{ J})}{298.15 \text{ K}} = \underline{\underline{+5231 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta S_{\text{univers}} = \Delta S + \Delta S_{\text{environs}} = -310.3 \text{ J/K} + 5231 \text{ J/K} = \underline{\underline{+4921 \text{ J/K}}}$$

1 point

Indiquez si la valeur de ΔH pour cette réaction (à 0°C et sous une pression constante de 1.00 atm) est nulle, positive, ou négative.



9 points

Dans un contenant de 4.00 L , on a le He et le Ne. La pression totale est 1.00 atm et la température est 25.0°C . La masse du Ne est 1.13 g . Quelles seront les pressions partielles du He et du Ne si on garde le volume fixe à 4.00 L et on augmente la température à 50.0°C ?

- calculez la pression partielle du Ne à 25°C

$$n_{\text{Ne}} = \frac{1.13\text{ g}}{20.18\text{ g/mol}} = 0.055996\text{ mol}$$

$$P_{\text{Ne}}V = n_{\text{Ne}}RT \Rightarrow P_{\text{Ne}} = \frac{n_{\text{Ne}}RT}{V} = \frac{(0.055996\text{ mol})(0.082056\frac{\text{Latm}}{\text{molK}})(298.15\text{ K})}{4.00\text{ L}}$$

$$P_{\text{Ne}} = 0.34249\text{ atm}$$

- calculez la pression partielle du He à 25°C

$$P_{\text{He}} + P_{\text{Ne}} = P_T \Rightarrow P_{\text{He}} = P_T - P_{\text{Ne}} = 1.00000 - 0.34249 = 0.65751\text{ atm}$$

- calculez les nouvelles pressions partielles à 50°C

$$P_1V_1/T_1 = P_2V_2/T_2 \Rightarrow P_1/T_1 = P_2/T_2 \quad (\text{car } V_1 = V_2) \Rightarrow P_2 = P_1T_2/T_1$$

$$\therefore P_{\text{Ne}} \text{ à } 50^\circ\text{C} = \frac{(0.34249\text{ atm})(323.15\text{ K})}{(298.15\text{ K})} = \underline{\underline{0.37\text{ atm}}}$$

$$P_{\text{He}} \text{ à } 50^\circ\text{C} = \frac{(0.65751\text{ atm})(323.15\text{ K})}{(298.15\text{ K})} = \underline{\underline{0.71\text{ atm}}}$$

- pour les versions où m_{Ne} est

$$1.28\text{ g} : \quad \underline{\underline{0.42\text{ atm}}} \quad \text{et} \quad \underline{\underline{0.66\text{ atm}}}$$

$$1.43\text{ g} : \quad \underline{\underline{0.47\text{ atm}}} \quad \text{et} \quad \underline{\underline{0.62\text{ atm}}}$$

$$1.58\text{ g} : \quad \underline{\underline{0.52\text{ atm}}} \quad \text{et} \quad \underline{\underline{0.57\text{ atm}}}$$

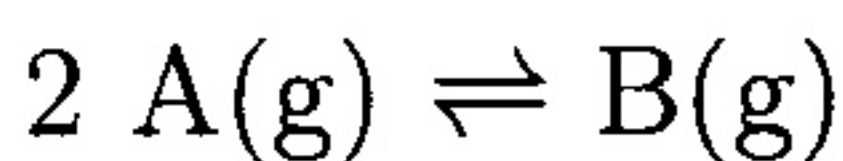
1 point

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

Rutherford

9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 138 à 25°C et 11.1 à 75°C. Calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , ΔG° à 50°C, et la constante d'équilibre à 50°C.

• trouvez la valeur de ΔH°

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

$$\Delta H^\circ = \frac{-(8.3145) \ln \frac{11.1}{138}}{\left(\frac{1}{348.15} - \frac{1}{298.15} \right)} = -43503 \text{ J} = \underline{\underline{-43.5 \text{ kJ}}}$$

• calculez ΔG° à 25°C : $\Delta G^\circ = -RT \ln K = -(8.3145)(298.15) \ln 138 = -12214 \text{ J}$

• calculez ΔS°

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \frac{-43503 - (-12214)}{298.15} = \underline{\underline{-105 \text{ J/K}}}$$

• calculez ΔG° à 50°C

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = -43503 \text{ J} - (323.15 \text{ K})(-105 \text{ J/K}) = -9572 \text{ J} = \underline{\underline{-9.6 \text{ kJ}}}$$

• calculez K à 50°C

$$K = e^{-\Delta G^\circ / RT} = e^{-(-9572) / (8.3145)(323.15)} = \underline{\underline{35.3}}$$

• pour les versions où $K_{25^\circ\text{C}}$ est :

141: $\underline{\underline{-42.4 \text{ kJ}}}$ $\underline{\underline{-101 \text{ J/K}}}$ $\underline{\underline{-9.7 \text{ kJ}}}$ $\underline{\underline{37.6}}$

144: $\underline{\underline{-41.4 \text{ kJ}}}$ $\underline{\underline{-98 \text{ J/K}}}$ $\underline{\underline{-9.9 \text{ kJ}}}$ $\underline{\underline{39.6}}$

147: $\underline{\underline{-40.5 \text{ kJ}}}$ $\underline{\underline{-94 \text{ J/K}}}$ $\underline{\underline{-10.0 \text{ kJ}}}$ $\underline{\underline{41.6}}$