

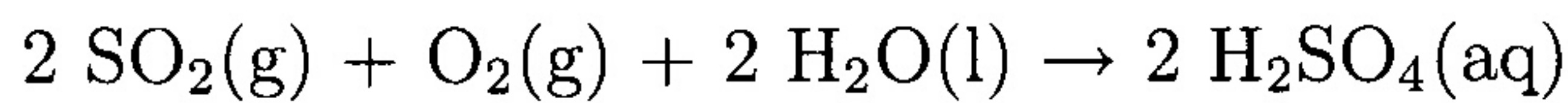
1 point

Donnez le nombre de chiffres significatifs dans la réponse finale pour le calcul suivant: 10.2 - 9.8 .

1

9 points

344.1 g de  $\text{SO}_2(\text{g})$ , 255.3 g de  $\text{O}_2(\text{g})$ , et 211.1 g de  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$  réagissent ensemble de la façon suivante:



Quelle masse de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  produit-on?

supposant que chaque réactif est limitant, calculez le nombre de moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  qu'on produirait

$$\text{SO}_2: \frac{344.1 \text{ g SO}_2}{[32.07 + (2)(16.00)] \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol SO}_2} = 5.37069 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{O}_2: \frac{255.3 \text{ g O}_2}{[(2)(16.00)] \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol O}_2} = 15.95625 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$\text{H}_2\text{O}: \frac{211.1 \text{ g H}_2\text{O}}{[(2)(1.008) + (16.00)] \text{ g/mol}} \times \frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} = 11.71736 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$\Rightarrow \text{SO}_2$  est le réactif limitant... calculez la masse de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  qu'on produirait

$$(5.37069 \text{ mol}) [(2)(1.008) + (32.07) + (4)(16.00)] \text{ g/mol} = \underline{526.8 \text{ g}}$$

pour les versions où la masse de  $\text{SO}_2$  est 355.1 g, 366.1 g, 377.1 g, ou 388.1 g, les réponses finales sont, respectivement, 543.6 g, 560.5 g, 577.3 g, et 594.2 g



1 point

Si  $\text{HBrO}_4$  est l'acide perbromique, quelle est la formule moléculaire de l'anion bromite (soyez précis)?

9 points

La composition centésimale d'un gaz inconnue est 40.91% C, 6.86% H, 15.90% N, et 36.33% O. Quelle est sa formule empirique? A une pression de 1.00 atm et une température de 25.0°C, un contenant de 5.00 L renferme 36.2 g de ce gaz inconnu. Selon cette expérience, quelle est la masse molaire de ce gaz inconnu? Quelle est la formule moléculaire? (N.B. il y aura une petite erreur dans la masse molaire déterminée expérimentalement).

• imaginez que vous avez 100g de ce gaz inconnu

$$\begin{array}{ll} \text{C: } \frac{40.91 \text{ g}}{12.01 \text{ g/mol}} = 3.41 \text{ mol} & \text{N: } \frac{15.90 \text{ g}}{14.01 \text{ g/mol}} = 1.13 \text{ mol} \\ \text{H: } \frac{6.86 \text{ g}}{1.008 \text{ g/mol}} = 6.81 \text{ mol} & \text{O: } \frac{36.33 \text{ g}}{16.00 \text{ g/mol}} = 2.27 \text{ mol} \end{array}$$

• le rapport C:H:N:O est 3:6:1:2  
⇒ la formule empirique est  $\text{C}_3\text{H}_6\text{NO}_2$

• calculez la masse molaire

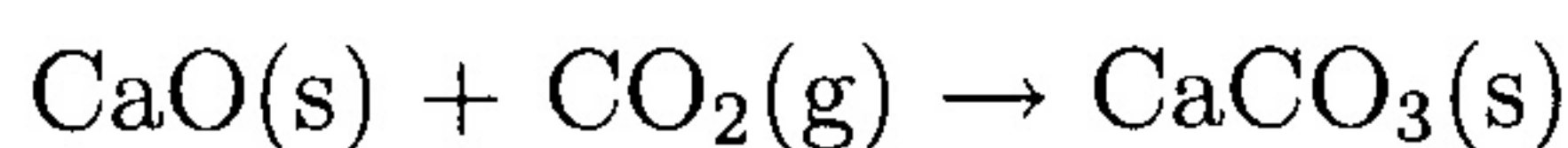
$$M = \frac{\rho RT}{p} = \frac{(36.2 \text{ g} / 5.00 \text{ L}) (0.082056 \text{ L atm} / \text{K mol}) (298.15 \text{ K})}{(1.00 \text{ atm})}$$

$$M = \underline{\underline{177 \text{ g/mol}}}$$

• la masse de  $\text{C}_3\text{H}_6\text{NO}_2$  serait  $[(3)(12.01) + (6)(1.008) + (14.01) + (2)(16.00)]$   
 $= 88.09 \text{ g/mol}$  (soit 50% de la masse molaire)  
⇒ la formule moléculaire est  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{N}_2\text{O}_4$

### 1 point

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



*négative*

### 9 points

On chauffe 20.0 kg d'eau en faisant la combustion du propane (N.B. la combustion est la réaction d'une substance avec le  $\text{O}_2(\text{g})$  pour produire le  $\text{CO}_2(\text{g})$  et le  $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ ). A 25.0°C et une pression de 1.00 atm, on fait la combustion de 31.1 L de propane ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ). Toute la chaleur libérée par cette réaction rentre dans le 20.0 kg d'eau. Si la température initiale de l'eau était 22.0°C, quelle serait la température finale de l'eau? Pour répondre à cette question, vous avez besoin des données suivantes.

$$\Delta H_f^\circ (\text{C}_3\text{H}_8, \text{g}) = -103.9 \text{ kJ mol}^{-1}$$

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

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

$$s (\text{H}_2\text{O}, \text{l}) = 4.184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}$$

• balancez l'équation :  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3 \text{CO}_2(\text{g}) + 4 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$

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

• calculez le nombre de moles de  $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$  qu'on brûle

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{(1.00 \text{ atm})(31.1 \text{ L})}{(0.082056 \text{ L atm / K mol})(298.15 \text{ K})} = 1.2712 \text{ mol}$$

• si 1.0000 mol de  $\text{C}_3\text{H}_8$  libère 2219.8 kJ de chaleur, 1.2712 mol de  $\text{C}_3\text{H}_8$  libérera  $(1.2712)(2219.8 \text{ kJ}) = 2821.8 \text{ kJ}$  qui rentrera dans l'eau

• calculez le  $\Delta T$  de l'eau

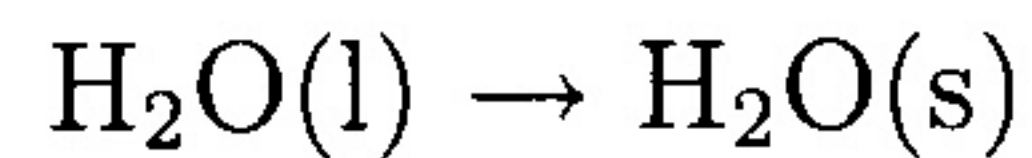
$$q = ms\Delta T \Rightarrow \Delta T = \frac{q}{ms} = \frac{2821800 \text{ J}}{(20000 \text{ g})(4.184 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1})} = 33.72 \text{ K} \quad (\text{ou } 33.72^\circ\text{C})$$

• la température finale est  $22.0^\circ\text{C} + 33.7^\circ\text{C} = \underline{\underline{55.7^\circ\text{C}}}$

• pour les versions avec 33.1 L, 35.1 L, 37.1 L, ou 39.1 L, les températures finales sont 54.6°C, 53.7°C, 52.9°C, et 52.3°C

**1 point**

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



*négative*

**9 points**

Pour la réaction



la constante d'équilibre est  $88.8$  à  $25^\circ\text{C}$ . Si les pressions partielles de  $\text{B}(g)$  et  $\text{C}(g)$  étaient, respectivement,  $0.211\text{ atm}$  et  $0.377\text{ atm}$ , quelle pression partielle de  $\text{A}(g)$  serait nécessaire afin que la réaction devienne spontanée à  $25^\circ\text{C}$ ?

• calculez la valeur de  $\Delta G^\circ$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K = -(8.3145 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1})(298.15 \text{ K}) \ln 88.8$$

$$\Delta G^\circ = -11121 \text{ J mol}^{-1}$$

• trouvez la pression de  $\text{A}(g)$  qui rendra  $\Delta G$  négative (utilisez  $\Delta G = 0$  pour trouver la valeur minimale)

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q \Rightarrow 0 = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{P_B P_C}{P_A^2}$$

$$11121 \text{ J mol}^{-1} = (8.3145 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1})(298.15 \text{ K}) \ln \frac{P_B P_C}{P_A^2}$$

$$4.48614 = \ln \frac{P_B P_C}{P_A^2} \Rightarrow e^{4.48614} = \frac{P_B P_C}{P_A^2}$$

$$P_A = \sqrt{\frac{P_B P_C}{88.8}} = \sqrt{\frac{(0.211)(0.377)}{88.8}} = \underline{\underline{0.0299 \text{ atm}}}$$

• pour les versions où  $K = 84.8, 80.8, 76.8$ , ou  $72.8$ , les pressions de  $\text{A}(g)$  sont, respectivement,  $0.0314 \text{ atm}$ ,  $0.0329 \text{ atm}$ ,  $0.0346 \text{ atm}$ , et  $0.0363 \text{ atm}$

1 point

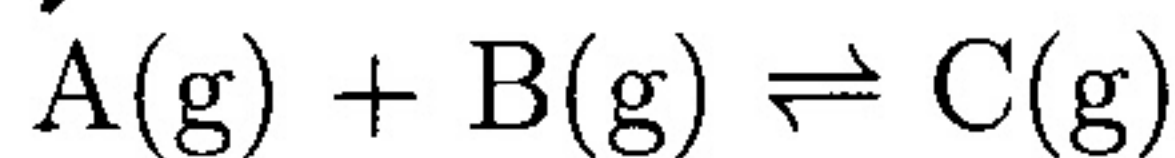
Donnez la définition rigoureuse (en mots) pour une mole ou le nombre d'Avogadro (N.B. la réponse n'est pas tout simplement  $6.022 \times 10^{23}$ ).

le nombre d'atomes de  $^{12}\text{C}$  dans

9 points

Pour la réaction

12 g de  $^{12}\text{C}$



la constante d'équilibre est 3520 à 25.0°C et 211 à 75.0 °C. Faisant l'approximation que  $\Delta H^\circ$  et  $\Delta S^\circ$  ne varient pas avec la température, estimez les valeurs de  $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$ ,  $\Delta G^\circ$  à 50.0°C, et la constante d'équilibre à 50.0°C.

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

$$\Delta H^\circ = \frac{-(8.3145) \ln 211/3520}{(1/348.15 - 1/298.15)} = -48579 \text{ J} = \underline{\underline{-48.6 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G^\circ(25^\circ\text{C}) = -RT \ln K_{25^\circ\text{C}} = -(8.3145)(298.15) \ln 3520 = -20243 \text{ J}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \frac{-48579 - (-20243)}{298.15} = \underline{\underline{-95.0 \text{ JK}^{-1}}}$$

$$\Delta G^\circ(50^\circ\text{C}) = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -48579 - (323.15)(-95.0) = -17880 \text{ J} = \underline{\underline{-17.9 \text{ kJ}}}$$

$$K(50^\circ\text{C}) = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-17880)/(8.3145)(323.15)} = \underline{\underline{776}}$$

Version (K's)	3620/222	3720/233	3820/244	3920/255
$\Delta H^\circ$ (kJ)	-48.2	-47.8	-47.5	-47.2
$\Delta S^\circ$ (JK <sup>-1</sup> )	-93.5	-92.0	-90.7	-89.4
$\Delta G^\circ$ (kJ)	-18.0	-18.1	-18.2	-18.3
K	805	836	868	900