

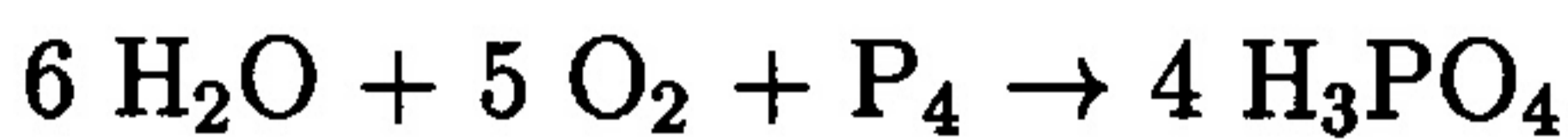
1 point

Donnez le nombre de chiffres significatifs dans la réponse final pour le calcul suivant:  $7.3 + 1.234 + 2.3 + 8.36$ .

3

9 points

250.0 g de  $\text{H}_2\text{O}$ , 370.0 g de  $\text{O}_2$ , et 255.0 g de  $\text{P}_4$  réagissent ensemble de la façon suivante:



Quelle masse de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  produit-on? Quelle est la masse totale de réactifs en excès qui ne réagissent pas.

• calculez le  $\text{H}_3\text{PO}_4$  qu'on produirait si chaque réactif était limitant

$$\text{H}_2\text{O}: \frac{250.0 \text{ g}}{[(2)(1.008) + (16.00)] \text{ g/mol}} = 13.877 \text{ mol} \times \frac{4 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{6 \text{ mol H}_2\text{O}} = 9.2513 \text{ mol}$$

$$\text{O}_2: \frac{370.0 \text{ g}}{[(2)(16.00)] \text{ g/mol}} = 11.563 \text{ mol} \times \frac{4 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{5 \text{ mol O}_2} = 9.2504 \text{ mol}$$

$$\text{P}_4: \frac{255.0 \text{ g}}{[(4)(30.97)] \text{ g/mol}} = 2.0584 \text{ mol} \times \frac{4 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol P}_4} = 8.2336 \text{ mol}$$

⇒  $\text{P}_4$  est le réactif limitant (il produit le moins)

⇒ pour  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , on produit

$$(8.2336 \text{ mol}) [(3)(1.008) + (30.97) + (4)(16.00)] \text{ g/mol} = \underline{\underline{806.8 \text{ g}}}$$

4 chiffres significatifs car toutes les données avaient 4 et on a juste fait des multiplications

• la masse des réactifs en excès égale la masse originale moins la masse de  $\text{H}_3\text{PO}_4$  produit (car il est le seul produit)

$$[(250.0) + (370.0) + (255.0)] \text{ g} - 806.8 \text{ g} = \underline{\underline{68.2 \text{ g}}}$$

ne peut pas être plus précis que  $\pm 0.1 \text{ g}$   
règle pour la soustraction dit qu'on

1 point

Si  $\text{HBrO}_2$  est l'acide bromeux, quelle est la formule moléculaire de l'anion perbromate (soyez précis)?



9 points

Dans un contenant de 3.00 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 1.00 g. Quelle sera la pression partielle du Ne si on garde le volume fixe à 3.00 L et on augmente la température à 50.0°C?

• trouvez la pression partielle du Ne

$$P_{\text{Ne}} V = n_{\text{Ne}} RT \Rightarrow P_{\text{Ne}} = \frac{n_{\text{Ne}} RT}{V}$$

$$P_{\text{Ne}} = \frac{(1.00 \text{ g} / 20.18 \text{ g/mol}) (0.08206 \text{ Latm/K mol}) (298.15 \text{ K})}{3.00 \text{ L}} = 0.4041 \text{ atm}$$

⇒ N.B. on a même pas besoin de considérer le He

⇒ calculez le nouveau  $P_{\text{Ne}}$  lorsqu'on réchauffe le système

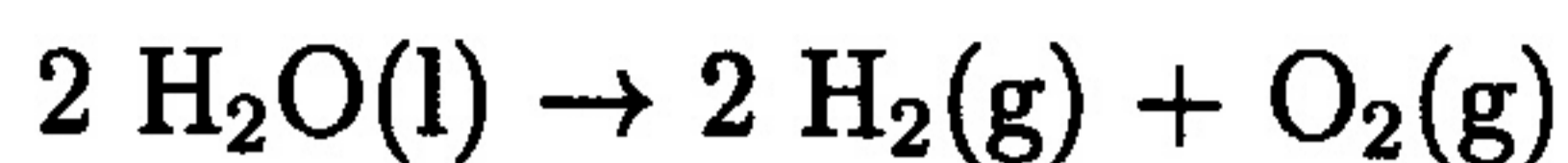
$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow P_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{V_2 T_1}$$

$$P_2 = \frac{(0.4041 \text{ atm}) (3.00 \text{ L}) (323.15 \text{ K})}{(3.00 \text{ L}) (298.15 \text{ K})} = \underline{\underline{0.438 \text{ atm}}}$$

les données les moins précises ont seulement 3 chiffres significatifs

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.



positive

9 points

Avec l'aide des enthalpies de formation suivantes, calculez la chaleur libérée lorsqu'on fait la combustion de 15.0 L de propane ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) à 25°C et une pression de 1.00 atm (N.B. la combustion est la réaction d'une substance avec le  $\text{O}_2(g)$  pour produire le  $\text{CO}_2(g)$  et le  $\text{H}_2\text{O}(l)$ ).

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

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

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

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

• calculez  $\Delta H^\circ$

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

⇒ une mole de  $\text{C}_3\text{H}_8(g)$  libère 2219.8 kJ de chaleur

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

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT}$$

$$n = \frac{(1.00 \text{ atm})(15.0 \text{ L})}{(0.08206 \text{ L atm / K mol})(298 \text{ K})} = 0.6131 \text{ mol}$$

$$1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8 \rightarrow 2219.8 \text{ kJ} \quad \left. \vphantom{1 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8} \right\} \Rightarrow x = 1361 \text{ kJ}$$

$$0.6131 \text{ mol } \text{C}_3\text{H}_8 \rightarrow x$$

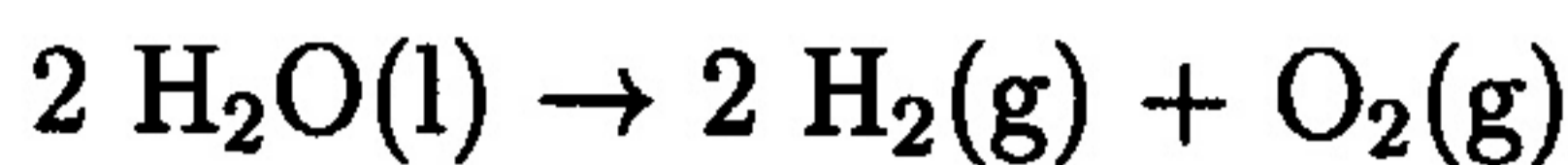
• les données les moins précises ont 3 chiffres significatifs, donc la réponse finale aura trois aussi

$$\underline{\underline{1.36 \times 10^3 \text{ kJ}}}$$

$$\text{ou } \underline{\underline{1.36 \text{ MJ}}}$$

**1 point**

Indiquez si la valeur de  $W$  pour cette réaction (à  $25^\circ\text{C}$  et sous une pression constante de  $1.00\text{ atm}$ ) est nulle, positive, ou négative.



*négative*

**9 points**

On a  $437\text{ g}$  d'eau dans un contenant. La température de l'eau et du contenant est  $23.0^\circ\text{C}$ . On a un morceau de fer de  $122\text{ g}$  à une température de  $57.0^\circ\text{C}$  et on le place dans l'eau dans le contenant. Les chaleurs spécifiques de l'eau et du fer sont, respectivement,  $4.184\text{ J / (g }^\circ\text{C)}$  et  $0.444\text{ J / (g }^\circ\text{C)}$ . La capacité calorifique du contenant est  $217\text{ J / }^\circ\text{C}$ . Quelle est la température finale de l'eau, le fer, et le contenant?

• la chaleur qui sort du Fe rentre dans l'eau et le contenant

$$Q_{\text{eau}} + Q_{\text{contenant}} = -Q_{\text{Fe}}$$

$$m_{\text{eau}} s_{\text{eau}} \Delta T_{\text{eau}} + C_{\text{contenant}} \Delta T_{\text{contenant}} = -m_{\text{Fe}} s_{\text{Fe}} \Delta T_{\text{Fe}}$$

• N.B.  $\Delta T_{\text{eau}}$  et  $\Delta T_{\text{contenant}}$  sont identiques et les trois partagent un  $T_f$  identique

$$[(437\text{ g})(4.184\text{ J/g}^\circ\text{C}) + (217\text{ J}^\circ\text{C})](T_f - 23.0^\circ\text{C}) = -(122\text{ g})(0.444\text{ J/g}^\circ\text{C})(T_f - 57.0^\circ\text{C})$$

$$T_f [(2045.4\text{ J}^\circ\text{C}) + (54.2\text{ J}^\circ\text{C})] = [(3087.6\text{ J}) + (47044.2\text{ J})]$$

$$T_f = \frac{50131.8\text{ J}}{2099.6\text{ J}^\circ\text{C}} = \underline{\underline{23.9^\circ\text{C}}} \text{ (ou } \underline{\underline{297.0\text{ K}}})$$

la température finale ne peut pas être plus précise que les températures initiales, soit  $\pm 0.1^\circ\text{C}$

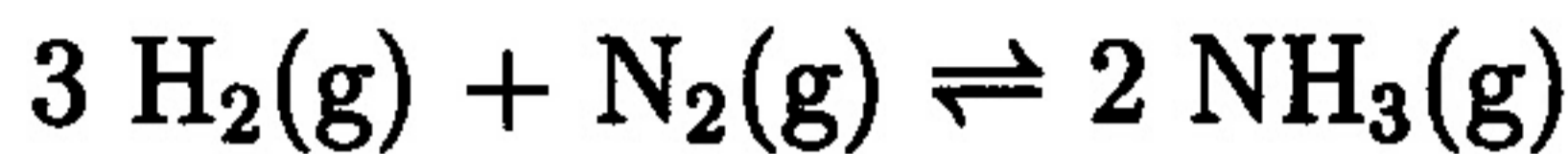
nombre d'atomes de  $^{12}\text{C}$  dans 12g de  $^{12}\text{C}$

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  $6.022 \times 10^{23}$ ).

9 points

La constante d'équilibre, à  $25.0^\circ\text{C}$ , pour la réaction



est  $5.9 \times 10^6$ . A  $25.0^\circ\text{C}$ , l'enthalpie de formation du  $\text{NH}_3(\text{g})$ ,  $\Delta H_f^\circ(\text{NH}_3, \text{g})$ , est  $-46.1 \text{ kJ mol}^{-1}$ . Faisant l'approximation que  $\Delta H^\circ$  et  $\Delta S^\circ$  ne varient pas avec la température, estimez les valeurs de  $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$ ,  $\Delta G^\circ$ , et la constante d'équilibre pour cette réaction à  $50.0^\circ\text{C}$ .

• calculez  $\Delta H^\circ$  à partir des  $\Delta H_f^\circ$ 's (N.B.  $\Delta H^\circ$  ne dépend pas sur T)

$$\Delta H^\circ = [(2)(-46.1) - (3)(0) - (1)(0)] = \underline{\underline{-92.2 \text{ kJ}}}$$

• calculez  $\Delta G^\circ$  à  $25^\circ\text{C}$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K = -(8.3145)(298.15) \ln(5.9 \times 10^6) = -39 \text{ kJ}$$

• calculez  $\Delta S^\circ$  à  $25^\circ\text{C}$  (car  $\Delta S^\circ$  ne dépend pas sur T, c'est  $\Delta S^\circ$  à  $50.0^\circ\text{C}$  aussi)

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta G^\circ - \Delta H^\circ}{-T}$$

$$\Delta S^\circ = \frac{-39 \text{ kJ} + 92.2 \text{ kJ}}{-298.15 \text{ K}} = \frac{+53 \text{ kJ}}{-298.15 \text{ K}} = \underline{\underline{-1.8 \times 10^2 \text{ J/K}}}$$

• calculez  $\Delta G^\circ$  à  $50.0^\circ\text{C}$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = (-92200 \text{ J}) - (323.15 \text{ K})(-180 \text{ J/K}) = \underline{\underline{-34 \text{ kJ}}}$$

• calculez K à  $50.0^\circ\text{C}$

$$K = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{+34000/(83145)(323.15)} = \underline{\underline{3.1 \times 10^6}}$$

seulement deux  
chiffres significatifs