

9 points

On collectionne un mélange de He(g) et de Ne(g) au-dessus de l'eau. Le mélange de gaz au-dessus de l'eau a une pression totale de 0.977 atm et un volume de 277 mL. La température est 28°C. La pression de vapeur de l'eau à cette température est 0.037 atm. On trouve 0.00292 moles de He(g) dans le mélange de gaz au-dessus de l'eau. Combien de moles de Ne(g) se trouvent dans le mélange de gaz au-dessus de l'eau?

• n'oublie pas la pression due à la vapeur d'eau

$$0.977 \text{ atm} = P_{\text{He}} + P_{\text{Ne}} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

$$P_{\text{He}} + P_{\text{Ne}} = 0.977 \text{ atm} - P_{\text{H}_2\text{O}} = (0.977 - 0.037) \text{ atm} = 0.940 \text{ atm}$$

N.B. 3 chiffres significatifs

• trouvez P_{He} : $P_{\text{He}} V = n_{\text{He}} RT$

$$P_{\text{He}} = \frac{n_{\text{He}} RT}{V} = \frac{(0.00292 \text{ mol})(0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}})(301 \text{ K})}{0.277 \text{ L}} = 0.260 \text{ atm}$$

$$\Rightarrow P_{\text{Ne}} = 0.940 \text{ atm} - P_{\text{He}} = (0.940 - 0.260) \text{ atm} = 0.680 \text{ atm}$$

• trouvez n_{Ne} : $P_{\text{Ne}} V = n_{\text{Ne}} RT$

$$n_{\text{Ne}} = \frac{P_{\text{Ne}} V}{RT} = \frac{(0.680 \text{ atm})(0.277 \text{ L})}{(0.08206 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}})(301 \text{ K})} = \underline{\underline{0.00763 \text{ mol}}}$$

tous les données ont trois chiffres significatifs

réponses : version a version b version d
0.00666 mol 0.00715 mol 0.00810 mol

9 points

La caféine a une masse molaire de 194.19 g/mol. Sa formule empirique est $C_4H_5N_2O$. Quelle est la formule moléculaire de la caféine? Quelle est la composition centésimale de la caféine par rapport à l'hydrogène ainsi que par rapport à l'azote (i.e., quel est le pourcentage, par masse, de la caféine par rapport à H et N)?

• si la formule moléculaire était $C_4H_5N_2O$, la masse molaire serait

$$(4)(12.01) + (5)(1.008) + (2)(14.01) + (1)(16.00) = 97.10 \text{ g/mol}$$

• mais la masse molaire est 194.19 g/mol, soit

$$\frac{194.19}{97.10} = 2.000 \text{ fois plus grandes}$$

⇒ la formule moléculaire est donc $C_8H_{10}N_4O_2$

• la composition centésimale de la caféine par rapport à l'hydrogène est

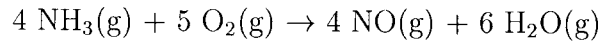
$$\frac{\text{masse H}}{\text{masse caféine}} \times 100\% = \frac{(10)(1.008 \text{ g/mol})}{194.19 \text{ g/mol}} \times 100\% = \underline{\underline{5.191\%}}$$

• la composition centésimale de la caféine par rapport à l'azote est

$$\frac{\text{masse N}}{\text{masse caféine}} \times 100\% = \frac{(4)(14.01 \text{ g/mol})}{194.19 \text{ g/mol}} \times 100\% = \underline{\underline{28.86\%}}$$

9 points

Le NO(g) est produit par la réaction suivante:



On réagit 10.0 g de NH₃ avec 16.0 g de O₂(g). Quelle masse de NO(g) sera produite? Quelle masse du réactif en excès reste-t-il à la fin de la réaction?

• si le NH₃ est le réactif limitant, on produirait

$$\frac{10.0 \text{ g de NH}_3}{[(14.01) + (3)(1.008)] \text{ g/mol}} \cdot \frac{4 \text{ mol de NO}}{4 \text{ mol de NH}_3} = 0.5871 \text{ mol de NO}$$

• si le O₂ est le réactif limitant, on produirait

$$\frac{16.0 \text{ g de O}_2}{[(2)(16.00)] \text{ g/mol}} \cdot \frac{4 \text{ mol de NO}}{5 \text{ mol de O}_2} = 0.4000 \text{ mol de NO}$$

⇒ O₂ est le réactif limitant, et on produit

$$0.4000 \text{ mol de NO} \cdot [(14.01) + (16.00)] \text{ g/mol} = \underline{12.0 \text{ g}} \text{ de NO}$$

trois chiffres significatifs
car les masses sont
précises à trois aussi

• si on produit 0.4000 mol de NO, on a réagi 0.4000 mol de NH₃ (un rapport 1:1 pour NH₃/NO dans l'équation équilibrée), soit

$$0.4000 \text{ mol de NH}_3 \cdot [(14.01) + (3)(1.008)] \text{ g/mol} = 6.814 \text{ g}$$

• il restera $10.0 \text{ g} - 6.82 \text{ g} = \underline{3.2 \text{ g}}$ de NH₃ en excès (précis à +/- 0.1g selon les règles addition/soustraction pour les chiffres significatifs)

Réponses :

version a

$$\underline{12.8 \text{ g}} \text{ de NO}$$
$$\underline{2.8 \text{ g}} \text{ de NH}_3$$

version b

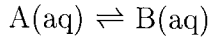
$$\underline{12.4 \text{ g}} \text{ de NO}$$
$$\underline{3.0 \text{ g}} \text{ de NH}_3$$

version d

$$\underline{11.6 \text{ g}} \text{ de NO}$$
$$\underline{3.4 \text{ g}} \text{ de NH}_3$$

9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 297 à 25°C et 227 à 45°C. Calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , et ΔG° pour cette réaction à 25°C. Quelle est la valeur de la constante d'équilibre à 65°C?

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \Rightarrow \Delta H^\circ = \frac{-R \ln \frac{K_2}{K_1}}{\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)} = \frac{-8.3145 \ln \frac{227}{297}}{\left(\frac{1}{318} - \frac{1}{298} \right)}$$

$$\Delta H^\circ = \underline{\underline{-10.6 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G^\circ_{25^\circ\text{C}} = -RT \ln K_{25^\circ\text{C}} = -(8.3145)(298) \ln 297 = \underline{\underline{-14.1 \text{ kJ}}}$$

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

$$\Delta S^\circ = \frac{-14.1 \text{ kJ} - (-10.6 \text{ kJ})}{-298 \text{ K}} = \frac{-3.5 \text{ kJ}}{-298 \text{ K}} = 0.012 \text{ kJ/K}$$

deux chiffres significatifs
selon les règles
addition / soustraction

$$\Delta S^\circ = \underline{\underline{+12 \text{ JK}^{-1}}}$$

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

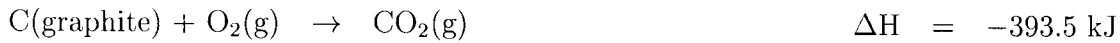
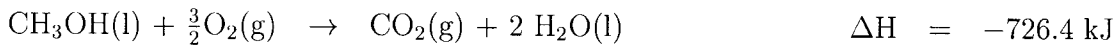
$$\ln K_{65^\circ\text{C}} = \ln 227 - \frac{-10600}{8.3145} \left(\frac{1}{338} - \frac{1}{318} \right) = 5.188$$

$$\Rightarrow K_{65^\circ\text{C}} = e^{5.188} = \underline{\underline{179}}$$

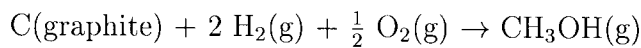
• Je n'ai présentement pas accès aux données pour les autres versions à cet instant (08/10/2001). J'afficherai d'ici la fin de la semaine (12/10/2001) \Rightarrow bien sûr, la démarche est la-même et les réponses finales sont similaires

8 points

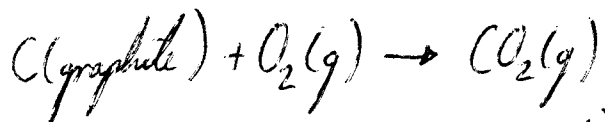
D'après les données suivantes:



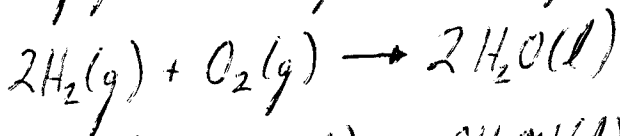
calculez les valeurs de ΔU et ΔH pour la formation d'une mole de $\text{CH}_3\text{OH}(\text{g})$:



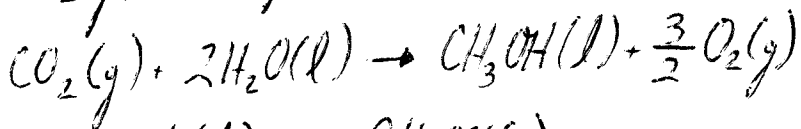
• utilisez la loi de Hess



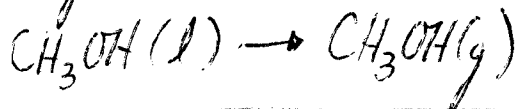
$$\Delta H = -393.5 \text{ kJ}$$



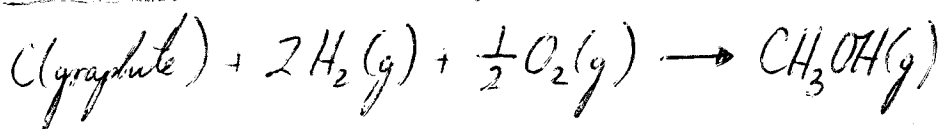
$$\Delta H = 2 \times (-285.8 \text{ kJ}) = -571.6 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = -(-726.4 \text{ kJ}) = +726.4 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = +37.4 \text{ kJ}$$



$$\Delta H = \underline{\underline{-201.3 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta H = \Delta U + RT \Delta n_{\text{gaz}} \implies \Delta U = \Delta H - RT \Delta n_{\text{gaz}}$$

N.B. $\Delta n_{\text{gaz}} = -\frac{3}{2}$ car on commence avec $\frac{5}{2}$ moles de gaz et on finit avec 1

$$\Delta U = -201.3 \text{ kJ} - \frac{(8.3145 \text{ JK}^{-1} \text{ mol}^{-1})(298.15 \text{ K})(-\frac{3}{2} \text{ mol})}{(1000 \text{ J}/1 \text{ kJ})}$$

$$\Delta U = -201.3 \text{ kJ} - (-3.7 \text{ kJ}) = \underline{\underline{-197.6 \text{ kJ}}}$$

\implies la réponse finale est précise à $\pm 0.1 \text{ kJ}$ selon les règles addition/soustraction pour les chiffres significatifs

4 points

L'eau bout à 100°C et la valeur de ΔS pour la vaporisation de l'eau est 109 J/K. A partir de ces données, quelle est la valeur de ΔH pour la condensation d'une mole de $H_2O(g)$?

$$\Delta S_{\text{transition}} = \frac{\Delta H_{\text{transition}}}{T_{\text{transition}}} \implies \Delta H_{\text{transition}} = T_{\text{transition}} \Delta S_{\text{transition}}$$

$$\Delta H_{\text{vaporisation}} = T_{\text{vaporisation}} \Delta S_{\text{vaporisation}}$$

$$\Delta H_{\text{vaporisation}} = (373.15 \text{ K})(109 \text{ JK}^{-1})$$

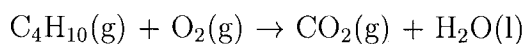
$$\Delta H_{\text{vaporisation}} = 40.7 \text{ kJ}$$

$$\Delta H_{\text{condensation}} = -\Delta H_{\text{vaporisation}} = \underline{\underline{-40.7 \text{ kJ}}}$$

\implies 3 chiffres significatifs car ΔS est précis à trois chiffres significatifs

2 points

Balancer l'équation suivante (tu n'as pas besoin de démontrer votre travail). Utilisez les plus petits nombres entiers possibles comme coefficients.



N.B. on cherche les plus petits nombres entiers possibles

