

Question 1, version (a) (10 points)

Un solide, A(s), décompose pour produire un gaz inconnu, X(g), qui est insoluble dans l'eau. Lors de la décomposition de 5.00 g de A(s), on produit 1.00 g de X(g). Lors de la décomposition de 15.00 g de A(s), on recueille le X(g) dans une bouteille renversée au-dessus de l'eau. Le volume du gaz recueilli est 278 mL et la pression totale dans la bouteille renversée est 0.955 atm. La température est 30.0°C. Quelle est la masse molaire du gaz inconnu, X(g)? La pression de la vapeur d'eau à 30.0°C est 0.0419 atm.

solution

Lors de la décomposition de 5.00 g de A(s), on produit 1.00 g de X(g), donc lors de la décomposition de 15.00 g de A(s), on produit 3.00 g de X(g).

$$P_X = P_{totale} - P_{H_2O} = 0.955atm - 0.0419atm = 0.913atm$$

$$V = 278mL = 0.278L$$

$$T = 30.0^\circ C = 303.15K$$

$$\rho_X = \frac{masseX(g)}{V} = \frac{3.00g}{0.278L} = 10.79gL^{-1}$$

$$M_X = \frac{\rho_X RT}{P_X} = \frac{(10.79gL^{-1})(0.08206LatmK^{-1}mol^{-1})(303.15K)}{0.913atm} = 294gmol^{-1}$$

N.B. 3 chiffres significatifs car les données les moins précises ont 3 chiffres significatifs.

Les solutions pour les quatre versions sont:

- (a) 294 g mol⁻¹
- (b) 320 g mol⁻¹
- (c) 271 g mol⁻¹
- (d) 251 g mol⁻¹

Question 2, version (b) (10 points)

La composition centésimale d'un composé est de 40.0% C, 6.7% H, et 53.3% O. La masse moléculaire du composé est approximativement 180 g/mol. Quelle est la formule empirique de ce composé? Quelle est sa formule moléculaire?

solution

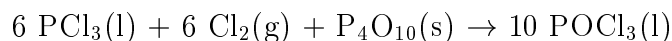
Imagine qu'on aurait 100.0 g de ce composé. On aurait donc 40.0 g de C, 6.7 g de H, et 53.3 g de O. Divisant par la masse molaire de chacun de ces éléments, soit 12.01 g mol⁻¹, 1.008 g mol⁻¹, et 16.00 g mol⁻¹, on voit qu'on a 3.33 mol de C, 6.65 mol de H, 3.33 mol de O. Ceci est un rapport C:H:O de 1:2:1. La formule empirique est donc CH₂O. Si ceci était la formule moléculaire, la masse moléculaire serait 30 g mol⁻¹. En réalité, la masse moléculaire est 180 g mol⁻¹. Ceci est six fois plus grande, donc la formule moléculaire est C₆H₁₂O₆.

Les solutions pour les quatre versions sont:

- (a) formule empirique: C₂H₄O, formule moléculaire: C₄H₈O₂
- (b) formule empirique: CH₂O, formule moléculaire: C₆H₁₂O₆
- (c) formule empirique: C₃H₃O, formule moléculaire: C₆H₆O₂
- (d) formule empirique: C₃H₅O, formule moléculaire: C₆H₁₀O₂

Question 3, version (c) (10 points)

Le $\text{POCl}_3(\text{l})$ est produit par la réaction suivante:



Quelle masse de $\text{POCl}_3(\text{l})$ peut-on produire en réagissant 845.0 g de $\text{PCl}_3(\text{l})$, 335.0 g de $\text{Cl}_2(\text{g})$, et 285.0 g de $\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$?

solution

On a 845.0 g de $\text{PCl}_3(\text{l})$, 335.0 g de $\text{Cl}_2(\text{g})$, et 285.0 g de $\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$. Si on divise ces masses par les masses molaires des molécules, soit $137.32 \text{ g mol}^{-1}$, 70.90 g mol^{-1} , et $283.88 \text{ g mol}^{-1}$, respectivement, on trouve qu'on a 6.154 mol de $\text{PCl}_3(\text{l})$, 4.725 mol de $\text{Cl}_2(\text{g})$, et 1.004 mol de $\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$.

Maintenant 6 moles de $\text{PCl}_3(\text{l})$ donne 10 moles du produit, donc 6.154 mol donnera 10.26 mol.

6 moles de $\text{Cl}_2(\text{g})$ donne 10 moles du produit, donc 4.725 mol donnera 7.875 mol.

1 mole de $\text{P}_4\text{O}_{10}(\text{s})$ donne 10 moles du produit, donc 1.004 mol donnera 10.04 mol.

C'est le $\text{Cl}_2(\text{g})$ qui produira le plus petit montant de $\text{POCl}_3(\text{l})$. Le $\text{Cl}_2(\text{g})$ est donc le réactif limitant, et on produira seulement 7.875 mol de $\text{POCl}_3(\text{l})$. La masse molaire de $\text{POCl}_3(\text{l})$ est $153.27 \text{ g mol}^{-1}$, donc on produira 1208 g de $\text{POCl}_3(\text{l})$.

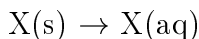
N.B. 4 chiffres significatifs car les masses sont précis à 4 chiffres significatifs.

Les solutions pour les quatre versions sont:

- (a) 1352 g
- (b) 1279 g
- (c) 1208 g
- (d) 1135 g

Question 4, version (d) (10 points, total)

(a) On a un calorimètre à pression constante dont la capacité calorifique est de 495 J/K. Le calorimètre contient 399.0 mL d'eau. Sous une pression constante de 1.00 atm, on dissout 24.25 g d'un solide, X(s), dans l'eau du calorimètre. La température du calorimètre monte de 22.05°C à 23.75°C. Si la masse molaire de la substance X(s) est de 132.0 g/mol, quelle est la valeur de ΔH° pour la dissolution d'une mole de X(s) dans l'eau

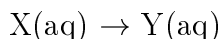


La chaleur spécifique de l'eau est $4.184 \frac{J}{g \cdot K}$ et la masse volumique de l'eau est 1.00 g/mL.

(b) Le composé Y est un isomère du composé X de la partie (a) (un isomère est un différent composé avec la même formule moléculaire). On sait que



Quelle est la valeur de ΔH° pour la réaction



Utilisez vos résultats de partie (a) pour vous aider, si nécessaire.

solution

$$\Delta T = 1.70K \text{ ou } 1.70^\circ C$$

$$Q_{reaction} = -[Q_{eau} + Q_{calorimetre}]$$

$$Q_{reaction} = -[m_{eau}s_{eau}\Delta T + C_{calorimetre}\Delta T]$$

$$Q_{reaction} = -[(399.0g)(4.184Jg^{-1}K^{-1})(1.70K) + (495JK^{-1})(1.70K)]$$

$$Q_{reaction} = -3680J$$

Si 24.25 g dégage 3680 J ce chaleur, une mole, soit 132.0 g, va dégager 20.0 kJ. Ceci veut dire que $\Delta H = -20.0 \text{ kJ}$.

N.B. 3 chiffres significatifs car les moins précises données ont 3 chiffres significatifs.

Pour partie (b), on doit utiliser la loi de Hess,



La somme de ces trois réactions est



Les solutions pour les quatre versions sont:

(a) -18.2 kJ et -16.8 kJ

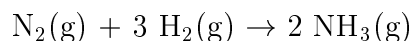
(b) -18.8 kJ et -16.2 kJ

(c) -19.4 kJ et -15.6 kJ

(d) -20.0 kJ et -15.0 kJ

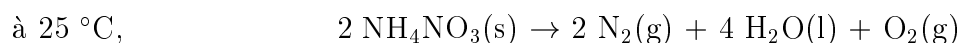
Question 5, version (a) (10 points, total)

(a) L'enthalpie libre standard de formation de $\text{NH}_3(\text{g})$ est -16.6 kJ/mol à 25°C . Calculez la valeur de ΔG pour la réaction



lorsque les pressions partielles de $\text{N}_2(\text{g})$, $\text{H}_2(\text{g})$, et $\text{NH}_3(\text{g})$ sont 0.500 atm , 0.250 atm , et 2.000 atm , respectivement. La température est 25°C . Est-ce que la production du $\text{NH}_3(\text{g})$ est spontanée lorsque nous avons ces pressions partielles? Expliquez brièvement votre raisonnement (maximum 20 mots).

(b) Pour chacune des réactions suivantes, indiquez si ΔS° est positive ou négative. N'expliquez pas votre raisonnement.

solution

Partie (b) est commun à toutes les versions. Pour la première réaction, l'entropie diminue en allant de liquide à solide. Pour la deuxième réaction, l'entropie diminue en allant de 3 moles de gaz à 2 moles de gaz. Pour la troisième réaction, l'entropie augmente car on va d'un solide à un liquide et des gaz.

Pour partie (a),

$$\Delta G^\circ = (2)(-16.6 \text{ kJ}) - (1)(0) - (3)(0) = -33.2 \text{ kJ}$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{P_{\text{NH}_3}^2}{P_{\text{N}_2} P_{\text{H}_2}^3}$$

$$\Delta G = -33200 \text{ J} + (8.3145 \text{ JK}^{-1})(298 \text{ K}) \ln \frac{(2.000)^2}{(0.500)(0.250)^3} = -17.7 \text{ kJ}$$

N.B. 3 chiffres significatifs car les données les moins précises ont 3 chiffres significatifs.

Les solutions pour les quatre versions sont:

(a) -17.7 kJ

(b) -17.1 kJ

(c) -15.9 kJ

(d) -14.6 kJ

Finalement, on sait que la production du $\text{NH}_3(\text{g})$ est spontanée parce que ΔG , et non pas ΔG° , est négatif sous ces conditions.