

TUTORIAL:

Gas
(Bab 5)

1.

Hitung densitas karbon dioksida (CO_2) dalam gram per liter (g/L) pada 0,990 atm dan 55°C .

Jawaban No. 1

Strategi Kita memerlukan Persamaan (5.11) untuk menghitung densitas gas. Apakah informasi yang cukup diberikan dalam masalah? Satuan suhu apa yang harus digunakan?

Solusi Untuk menggunakan Persamaan (5.11), kita mengonversi suhu ke kelvin ($T = 273 + 55 = 328 \text{ K}$) dan menggunakan 44,01 g untuk massa molar CO_2 :

$$d = \frac{PM}{RT} = \frac{(0,990 \text{ atm})(44,01 \text{ g/mol})}{(0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(328 \text{ K})} = 1,62 \text{ g/L}$$

Sebagai alternatif, kita dapat menghitung densitas dengan menulis:

$$\text{densitas} = \frac{\text{massa}}{\text{volume}}$$

Dengan mengasumsikan bahwa kita memiliki 1 mol CO_2 , massanya adalah 44,01 g. Volume gas dapat diperoleh dari persamaan gas ideal:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1 \text{ mol})(0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(328 \text{ K})}{0,990 \text{ atm}} = 27,2 \text{ L}$$

Oleh karena itu, densitas CO_2 diberikan oleh:

$$d = \frac{44,01 \text{ g}}{27,2 \text{ L}} = 1,62 \text{ g/L}$$

Komentar Dalam satuan gram per mililiter, densitas gas adalah $1,62 \times 10^{-3} \text{ g/mL}$, yang merupakan angka yang sangat kecil. Sebagai perbandingan, densitas air adalah 1,0 g/mL dan densitas emas adalah $19,3 \text{ g/cm}^3$.

2.

Seorang ahli kimia telah mensintesis senyawa gas berwarna kuning kehijauan yang terdiri dari klorin dan oksigen dan menemukan bahwa densitasnya adalah 7,71 g/L pada 36°C dan 2,88 atm. Hitung massa molar senyawa tersebut dan tentukan rumus molekulnya.

Jawaban No. 2

Strategi Karena Persamaan (5.11) dan (5.12) merupakan penyusunan ulang satu sama lain, kita dapat menghitung massa molar suatu gas jika kita mengetahui densitas, suhu, dan tekanannya. Rumus molekul senyawa harus konsisten dengan massa molarnya. Satuan suhu apa yang harus kita gunakan?

Solusi Dari Persamaan (5.12):

$$\mathcal{M} = \frac{dRT}{P} = \frac{(7,71 \text{ g/L})(0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(36 + 273) \text{ K}}{2,88 \text{ atm}} = 67,9 \text{ g/mol}$$

Sebagai alternatif, kita dapat mencari massa molar dengan menulis:

$$\text{massa molar senyawa} = \frac{\text{massa senyawa}}{\text{mol senyawa}}$$

Jawaban No. 2

Dari densitas yang diberikan, kita tahu ada 7,71 g gas dalam 1 L. Jumlah mol gas dalam volume ini dapat diperoleh dari persamaan gas ideal:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(2,88 \text{ atm})(1,00 \text{ L})}{(0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol})(309 \text{ K})} = 0,1135 \text{ mol}$$

Oleh karena itu, massa molar diberikan oleh:

$$\mathcal{M} = \frac{\text{massa}}{\text{jumlah mol}} = \frac{7,71 \text{ g}}{0,1135 \text{ mol}} = \boxed{67,9 \text{ g/mol}}$$

Kita dapat menentukan rumus molekul senyawa dengan coba-coba, hanya menggunakan pengetahuan tentang massa molar klorin (35,45 g) dan oksigen (16,00 g). Kita tahu bahwa senyawa yang mengandung satu atom Cl dan satu atom O akan memiliki massa molar 51,45 g, yang terlalu rendah, sedangkan massa molar dari senyawa yang terdiri dari dua atom Cl dan satu atom O adalah 86,90 g, yang terlalu tinggi. Jadi, senyawa tersebut harus mengandung satu atom Cl dan dua atom O dan memiliki rumus ClO_2 , yang memiliki massa molar 67,45 g.

3.

Analisis kimia dari senyawa gas menunjukkan bahwa senyawa tersebut mengandung 33,0 persen silikon (Si) dan 67,0 persen fluor (F) berdasarkan massa. Pada 35°C, 0,210 L senyawa tersebut memberikan tekanan 1,70 atm. Jika massa dari 0,210 L senyawa adalah 2,38 g, hitung rumus molekul dari senyawa tersebut.

Jawaban No. 3

Strategi Masalah ini dapat dibagi menjadi dua bagian. Pertama, ini meminta rumus empiris dari senyawa tersebut berdasarkan persentase massa Si dan F. Kedua, informasi yang diberikan memungkinkan kita menghitung massa molar dari senyawa tersebut dan dengan demikian menentukan rumus molekulnya. Apa hubungan antara massa molar empiris dan massa molar yang dihitung dari rumus molekul?

Solusi Kita mengikuti prosedur dalam Contoh 3.9 (hal. 90) untuk menghitung rumus empiris dengan mengasumsikan bahwa kita memiliki 100 g senyawa, sehingga persentase dikonversi menjadi gram. Jumlah mol Si dan F diberikan oleh

$$n_{Si} = \frac{33,0 \text{ g Si}}{28,09 \text{ g/mol Si}} \times 1 \text{ mol Si} = 1,17 \text{ mol Si}$$

$$n_F = \frac{67,0 \text{ g F}}{19,00 \text{ g/mol F}} \times 1 \text{ mol F} = 3,53 \text{ mol F}$$

Oleh karena itu, rumus empirisnya adalah $\text{Si}_{1,17}\text{F}_{3,53}$, atau dengan membagi subskrip terkecil (1,17), kita memperoleh SiF_3 .

Jawaban No. 3

Untuk menghitung massa molar senyawa tersebut, kita perlu terlebih dahulu menghitung jumlah mol yang terkandung dalam 2,38 g senyawa. Dari persamaan gas ideal:

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{(1,70 \text{ atm})(0,210 \text{ L})}{(0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol})(308 \text{ K})} = 0,0141 \text{ mol}$$

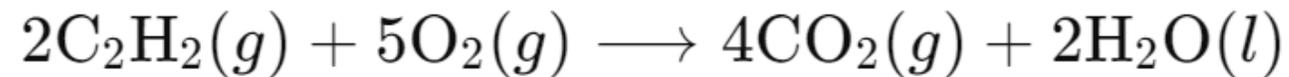
Karena ada 2,38 g dalam 0,0141 mol senyawa, massa dalam 1 mol, atau massa molar, diberikan oleh

$$\mathcal{M} = \frac{2,38 \text{ g}}{0,0141 \text{ mol}} = 169 \text{ g/mol}$$

Massa molar dari rumus empiris SiF_3 adalah 85,09 g. Ingatlah bahwa rasio (massa molar/massa molar empiris) selalu bilangan bulat ($169/85,09 \approx 2$). Oleh karena itu, rumus molekul dari senyawa tersebut harus $(\text{SiF}_3)_2$ atau Si_2F_6 .

4.

Hitung volume O_2 (dalam liter) yang diperlukan untuk pembakaran sempurna 7,64 L asetilena (C_2H_2) yang diukur pada suhu dan tekanan yang sama.



Jawaban No. 4

Strategi Perhatikan bahwa suhu dan tekanan O_2 dan C_2H_2 adalah sama. Hukum gas mana yang kita butuhkan untuk menghubungkan volume gas dengan jumlah mol gas?

Solusi Menurut hukum Avogadro, pada suhu dan tekanan yang sama, jumlah mol gas berbanding lurus dengan volumenya. Dari persamaan, kita memiliki $5 \text{ mol } O_2 \approx 2 \text{ mol } C_2H_2$; oleh karena itu, kita juga dapat menulis $5 \text{ L } O_2 \approx 2 \text{ L } C_2H_2$. Volume O_2 yang akan bereaksi dengan $7,64 \text{ L } C_2H_2$ diberikan oleh:

$$\text{volume } O_2 = 7,64 \text{ L } C_2H_2 \times \frac{5 \text{ L } O_2}{2 \text{ L } C_2H_2} = \boxed{19,1 \text{ L}}$$

5.

Natrium azida (NaN_3) digunakan dalam beberapa kantong udara mobil. Dampak dari tabrakan memicu dekomposisi NaN_3 sebagai berikut:



Gas nitrogen yang dihasilkan dengan cepat mengembangkan kantong udara antara pengemudi dan kaca depan serta dasbor. Hitung volume N_2 yang dihasilkan pada $80\text{ }^\circ\text{C}$ dan 823 mmHg dari dekomposisi $60,0\text{ g NaN}_3$.

Jawaban No. 5

Strategi Dari persamaan reaksi yang setara, kita lihat bahwa 2 mol NaN_3 menghasilkan 3 mol N_2 , jadi faktor konversi antara NaN_3 dan N_2 adalah:

$$\frac{3\text{mol N}_2}{2\text{mol NaN}_3}$$

Karena massa NaN_3 diberikan, kita dapat menghitung jumlah mol NaN_3 dan karenanya jumlah mol N_2 yang dihasilkan. Akhirnya, kita dapat menghitung volume N_2 menggunakan persamaan gas ideal.

Solusi Pertama kita menghitung jumlah mol N_2 yang dihasilkan oleh 60,0 g NaN_3 menggunakan urutan konversi berikut:



sehingga:

$$\text{mol N}_2 = 60,0 \text{ g NaN}_3 \times \frac{1 \text{ mol NaN}_3}{65,02 \text{ g NaN}_3} \times \frac{3 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NaN}_3} = 1,38 \text{ mol N}_2$$

Volume 1,38 mol N_2 dapat diperoleh dengan menggunakan persamaan gas ideal:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1,38 \text{ mol})(0,0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol})(80 + 273 \text{ K})}{(823/760) \text{ atm}} = \boxed{36,9 \text{ L}}$$

SELESAI