

# Rozdział 2

## Prawa gazowe

*Łukasz Ponikiewski*

### Spis treści

---

|       |  |    |
|-------|--|----|
| 2.1   | Warunki normalne . . . . .   | 60 |
| 2.1.1 | Objętość molowa gazów – prawo Avogadra . . . . .                             | 61 |
| 2.1.2 | Stała gazowa . . . . .   | 61 |
| 2.2   | Równanie stanu gazu doskonałego (równanie Clapeyrona) . . . . .              | 62 |
| 2.2.1 | Przemiana izotermiczna . . . . .   | 63 |
| 2.2.2 | Przemiana izobaryczna . . . . .  | 64 |
| 2.2.3 | Przemiana izochoryczna . . . . .   | 65 |
| 2.3   | Prawo stosunków objętościowych Gay-Lussaca . . . . .                         | 66 |
| 2.4   | Prawo Daltona . . . . .  | 66 |
| 2.5   | Gęstość gazów . . . . .  | 69 |
| 2.5.1 | Gęstość bezwzględna . . . . .  | 69 |
| 2.5.2 | Gęstość względna . . . . .   | 70 |
| 2.6   | Obliczanie mas molowych na podstawie praw gazowych . . . . .                 | 71 |
| 2.7   | Równanie stanu gazu prawie rzeczywistego (równanie van der Waalsa) . . . . . | 72 |
| 2.8   | Zadania . . . . .  | 75 |
| 2.9   | Odpowiedzi . . . . .   | 80 |

---

Gaz jest stanem skupienia materii, w którym ciało fizyczne, w odróżnieniu od stanu stałego, łatwo zmienia kształt i zajmuje całą dostępną mu przestrzeń. W fazie gazowej cząsteczki mają bardzo dużą swobodę poruszania się, w wyniku czego jest to stan charakteryzujący się najwyższym stopniem nieuporządkowania. Pomiędzy cząsteczkami gazu możemy zaobserwować tylko słabe oddziaływania dalekiego zasięgu, dlatego można pominąć energię oddziaływań pomiędzy tymi cząsteczkami, natomiast rozpatrywać tylko energię kinetyczną tych cząstek. Drugim podstawowym czynnikiem determinującym właściwości stanu gazowego jest to, że objętość własna cząsteczek gazu jest znikomo mała w stosunku do objętości zajmowanej przez gaz. Odległości pomiędzy cząsteczkami są dużo większe w porównaniu do ich rozmiarów, więc cząsteczki gazu można traktować jako punkty materialne.

Prawa gazowe podają zależności pomiędzy określonymi wielkościami fizycznymi gazów. Tymi parametrami opisującymi gaz są ciśnienie ( $p$ ), objętość ( $V$ ), temperatura ( $T$ ) oraz jego skład (np. liczba cząsteczek  $n$ , stężenie  $c$ ). Zmiana jednego z parametrów układu, będącego w stanie równowagi, wymusza zmianę pozostałych parametrów tak, aby układ osiągnął nowy stan równowagi.

W rozdziałach 2.1 do 2.6 omawiane są prawa gazowe stosujące się ściśle tylko do hipotetycznego gazu, zwanego gazem doskonałym (idealnym). W rzeczywistości gaz taki nie istnieje. Gazy rzeczywiste wykazują mniejsze lub większe odchylenia od praw gazu doskonałego. Odchylenia te są mniejsze dla mniejszych gęstości gazów (przy wyższej temperaturze i niższym ciśnieniu).

Dokładniejsze obliczenia parametrów gazów rzeczywistych wymagają użycia bardziej złożonych równań uwzględniających oddziaływania międzycząsteczkowe lub międzycząsteczkowe. W rozdziale 2.7 krótko omówiono równanie van der Waalsa.

## 2.1 Warunki normalne

Warunki normalne (STP, ang. *standard conditions for temperature and pressure*) – są to umowne warunki odniesienia, w których gaz występuje w temperaturze  $T^\ominus = 273,15$  K (co jest równoważne temperaturze  $t^\ominus = 0$  °C), pod ciśnieniem  $p^\ominus = 10^5$  Pa. Z tych parametrów wynika objętość molowa gazu doskonałego:

$$V^\ominus = \frac{V}{n} = \frac{RT^\ominus}{p^\ominus} = 0,0227 \frac{\text{m}^3}{\text{mol}} = 22,7 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$$

Do 1997 roku IUPAC (Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej) zalecała używanie nieco innej wartości ciśnienia odniesienia – ciśnienia jednej atmosfery fizycznej  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$  odpowiadającej ciśnieniu  $p^\ominus = 1,01325 \cdot 10^5$  Pa w jednostkach układu SI. Tej wartości ciśnienia (przy niezmienionej definicji temperatury odniesienia) odpowiada dotychczas stosowana objętość molowa gazu doskonałego równa  $22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$ . W związku z tym, że chemicy dość niechętnie odchodzą od dawnych przyzwyczajzeń, warto zawsze sprawdzić, co autor danego podręcznika ma na myśli mówiąc o warunkach normalnych bądź standardowych. Nie zmienia to jednak faktu, że dla większości obliczeń nie ma to większego znaczenia – nawet mieszając ze sobą oba zestawy warunków odniesienia popełniamy błąd obliczeniowy rzędu 1 %.

Dzięki znajomości parametrów gazu ( $p^\ominus$ ,  $V^\ominus$ ,  $T^\ominus$ ) w jakichkolwiek warunkach odniesienia można bez problemu posługując się poniższym równaniem obliczyć nowe, odbiegające od tych warunków, ciśnienie gazu  $p$  (jeśli dla nowych warunków podane są  $T$  i  $V$ ) lub objętość  $V$  (jeśli podane są  $p$  i  $T$ ).

$$\frac{p^\ominus V^\ominus}{T^\ominus} = \frac{pV}{T} \quad (2.1)$$

### 2.1.1 Objętość molowa gazów – prawo Avogadra

Objętość molową gazów można przedstawić wzorem:

$$V_m = \frac{V}{n} \quad (2.2)$$

gdzie:  $V$  – objętość gazu,  $n$  – liczba moli gazu.

Objętości 1 mol różnych substancji w stanie stałym lub ciekłym znacznie się różnią między sobą, natomiast doświadczalnie wykazano, że 1 mol każdej substancji gazowej w tych samych warunkach odniesienia zajmuje zawsze niemal taką samą objętość.

$$V = \text{const} \cdot n \quad (2.3)$$

Prawidłowość tę zaobserwował włoski fizyk Avogadro i sformułował w postaci prawa zwanego prawem Avogadra:

Jednakowe objętości różnych gazów w tej samej temperaturze i pod tym samym ciśnieniem zawierają jednakową ilość cząsteczek.

Na podstawie tego prawa wykazano, że objętość molowa gazu doskonałego w warunkach normalnych wynosi  $V_m = V^\ominus = 22,7 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$  (przy ciśnieniu odniesienia  $1,000 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ ). Gazy rzeczywiste wykazują w większym lub mniejszym stopniu odchylenia od podanej wartości, jednak poza skrajnymi przypadkami określonymi w rozdziale 2.7, w obliczeniach można przyjąć, że objętość molowa wszystkich gazów rzeczywistych jest równa objętości molowej gazu doskonałego.

### 2.1.2 Stała gazowa

Stała gazowa jest jedną z uniwersalnych stałych fizycznych. Określa ona pracę wykonaną przez 1 mol gazu ogrzanego o 1 K w procesie izobarycznym (przy stałym ciśnieniu). Wartość stałej gazowej nie zależy od rodzaju gazu natomiast zależy od tego, w jakich jednostkach zostanie wyrażone ciśnienie i objętość (temperaturę zawsze trzeba wyrażać w kelwinach). Stałą gazową można wyliczyć ze wzoru:

$$R = \frac{pV}{T} \quad (2.4)$$

gdzie:  $p$  – ciśnienie pod jakim występuje gaz,  $V$  – objętość 1 mol gazu,  $T$  – temperatura gazu w kelwinach.

Poniżej podano przykładowe wartości stałej gazowej w wybranych jednostkach energii, ciśnienia i objętości.

Tab. 2.1: Wybrane wartości stałej gazowej  $R$  wyrażone w jednostkach układu SI oraz innych najczęściej stosowanych jednostkach.

| Wartość $R$               | Jednostka   |
|---------------------------|---|
| 8,314 472                 | $\frac{\text{J}}{\text{mol K}} = \frac{\text{m}^3 \text{ Pa}}{\text{mol K}} = \frac{\text{dm}^3 \text{ kPa}}{\text{mol K}}$ |
| $8,314 472 \cdot 10^{-2}$ | $\frac{\text{dm}^3 \text{ bar}}{\text{mol K}}$  |
| $8,314 472 \cdot 10^3$    | $\frac{\text{dm}^3 \text{ Pa}}{\text{mol K}}$   |
| $8,205 746 \cdot 10^{-2}$ | $\frac{\text{dm}^3 \text{ atm}}{\text{mol K}}^*$  |
| 1,985 88                  | $\frac{\text{cal}}{\text{mol K}}$   |
| 62,3638                   | $\frac{\text{dm}^3 \text{ mmHg}}{\text{mol K}}$   |

\* Dotyczy atmosfery fizycznej 101,325 kPa

## 2.2 Równanie stanu gazu doskonałego (równanie Clapeyrona)

Równanie opisujące związek pomiędzy liczbą moli  $n$ , temperaturą  $T$ , ciśnieniem  $p$  i objętością gazu doskonałego  $V$  zaproponował Benoit Clapeyron w 1834 roku. Równanie to nazywane prawem gazu doskonałego lub równaniem Clapeyrona można wyrazić wzorem:

$$pV = nRT \quad (2.5)$$

gdzie:  $p$  – ciśnienie pod jakim występuje gaz,  $V$  – objętość gazu,  $n$  – liczba moli gazu,  $T$  – temperatura w kelwinach,  $R$  – stała gazowa.

Równanie (2.5) można przekształcić do postaci:

$$n = \frac{pV}{RT} \quad (2.6)$$

Wynika z tego, że liczba moli gazu zależy tylko i wyłącznie od temperatury, ciśnienia i objętości, natomiast nie zależy od rodzaju gazu. Po podstawieniu  $\frac{p}{RT} = \text{const}$  otrzymujemy omawiane wcześniej prawo Avogadra (2.3).

W praktyce równanie Clapeyrona całkiem dobrze opisuje zachowanie gazów rzeczywistych przy ciśnieniach nie wyższych niż  $1\text{--}2 \cdot 10^6 \text{ Pa}$  i temperaturze znacznie wyższej od temperatury wrzenia danej substancji.

### Przykład 2.1: Obliczanie objętości gazu na podstawie prawa Clapeyrona.

Jaką objętość  $V$  zajmuje gazowy ditlenek węgla  $\text{CO}_2$  o masie  $m = 2,00 \cdot 10^{-2} \text{ kg}$  pod ciśnieniem  $p = 1,00 \text{ atm}$  ( $1,013 25 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ ) w temperaturze  $T = 300 \text{ K}$ ?

**Plan:** W zadaniu mamy podane wartości ciśnienia i temperatury dla  $\text{CO}_2$ , a więc dane te można podstawić do równania stanu gazu doskonałego. Bardzo istotne są jednostki, w jakich

wyrażone jest ciśnienie gazu, ponieważ takie same jednostki ciśnienia muszą być użyte do wyrażenia stałej gazowej. Użyta w stałej gazowej jednostka objętości będzie jednocześnie jednostką obliczonej objętości.

**Rozwiązanie:** Liczbę moli gazu wyliczamy dzieląc jego masę przez masę molową  $\text{CO}_2$ . Masa molowa  $\text{CO}_2$  wynosi:  $44,009 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ . Liczba moli  $n$  ditlenku węgla równa się:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{20,0 \text{ g}}{44,009 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,454 \text{ mol}$$

Objętość zajmowaną przez gaz oblicza się z równania stanu gazu, które po przekształceniu względem  $V$  wyraża się wzorem:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{0,454 \text{ mol} \cdot 8,2057 \cdot 10^{-2} \frac{\text{dm}^3 \text{ atm}}{\text{mol K}} \cdot 300 \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 11,176 \text{ dm}^3$$

**Odpowiedź:** Ditlenek węgla w tych warunkach zajmuje objętość  $11,2 \text{ dm}^3$ .

### Przykład 2.2: Obliczanie ilości moli gazu na podstawie równania Clapeyrona.

Ile moli cząsteczek tlenu  $n$  znajduje się w butli stalowej o pojemności  $V = 16,0 \text{ dm}^3$ , jeśli w temperaturze  $t = 20,0^\circ\text{C}$  manometr zaworu reduktora wskazuje ciśnienie  $p = 150 \text{ atm}$ ?

**Plan:** W celu rozwiązania powyższego zadania korzystamy z równania Clapeyrona (2.5) przekształconego względem liczby moli  $n$ . Aby nie przeliczać jednostek użyjemy uniwersalnej stałej gazowej  $R$  wyrażonej w jednostkach ciśnienia i objętości podanych w treści przykładu (patrz Tab. 2.1).

**Rozwiązanie:** Najpierw przeliczamy temperaturę ze skali Celsjusza na temperaturę bezwzględną.

$$T = t + 273,15 = 293,15 \text{ K}$$

Po podstawieniu danych do przekształconego równania Clapeyrona otrzymujemy:

$$n = \frac{pV}{RT} = \frac{150 \text{ atm} \cdot 16,0 \text{ dm}^3}{8,2057 \cdot 10^{-2} \frac{\text{dm}^3 \text{ atm}}{\text{mol K}} \cdot 293,15 \text{ K}} = 99,77 \text{ mol}$$

**Odpowiedź:** W butli znajduje się  $99,8 \text{ mol}$  tlenu.

W zależności od warunków procesu, w jakich zachodzą przemiany gazowe, równanie stanu gazu doskonałego może przyjmować bardziej uproszczone formy.

## 2.2.1 Przemiana izotermiczna

Przemiana izotermiczna, czyli proces zachodzący przy stałej temperaturze oraz przy stałej liczbie moli gazu. W tym przypadku równanie stanu gazu doskonałego upraszcza się do równania

Boyle'a– Mariotte'a. Zależność ta jest jednak spełniona tylko wówczas, gdy cząsteczki gazu nie ulegają asocjacji (łączeniu się) lub dysocjacji (rozpadowi) przy zmianie ciśnienia. Prawo Boyle'a–Mariotte'a można wyrazić wzorem:

$$pV = \text{const} \quad (2.7)$$

lub

$$V = \text{const} \cdot \frac{1}{p} \quad (2.8)$$

albo sformułować w postaci definicji:

W stałej temperaturze objętość gazu jest odwrotnie proporcjonalna do jego ciśnienia.

Prawo to spełnione jest tylko w zakresie niskich ciśnień. Gazy rzeczywiste spełniają je coraz lepiej, kiedy ciśnienie gazu zdąży do zera ( $p \rightarrow 0$ ). Prawo Boyle'a–Mariotte'a jest więc prawem granicznym.

W przypadku przemiany izotermicznej można wyprowadzić zależność:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \quad (2.9)$$

z której po odpowiednich przekształceniach można wyliczyć zmianę objętości lub ciśnienia gazu.

**Przykład 2.3: Obliczanie nowej objętości gazu przy zmianie ciśnienia w stałej temperaturze.**

Objętość  $V_1$  próbki pewnego gazu pod ciśnieniem  $p_1 = 750 \text{ mmHg}$  wynosi  $416 \text{ cm}^3$ . Obliczyć objętość tego gazu  $V_2$  pod ciśnieniem  $p_2 = 1100 \text{ mmHg}$  przy założeniu, że liczba moli gazu i temperatura gazu nie uległy zmianie.

**Plan:** Aby rozwiązać zadanie korzystamy ze wzoru (2.9), który przekształcamy względem  $V_2$ .

**Rozwiązanie:**

$$V_2 = \frac{V_1 p_1}{p_2} = \frac{416 \text{ cm}^3 \cdot 750 \text{ mmHg}}{1100 \text{ mmHg}} = 283 \text{ cm}^3$$

**Odpowiedź:** Pod ciśnieniem  $1100 \text{ mmHg}$  ta ilość gazu zajmie objętość  $283 \text{ cm}^3$ .

## 2.2.2 Przemiana izobaryczna

Przemiana izobaryczna, czyli proces pod stałym ciśnieniem i przy stałej liczbie moli gazu. W tym przypadku równanie stanu gazu doskonałego upraszcza się do równania Gay–Lussaca i wyraża się wzorem:

$$V = \text{const} \cdot T \quad (2.10)$$

Zatem:

Objętość dowolnego gazu przy podwyższeniu temperatury o jeden stopień zwiększa się o stały ułamek objętości, jaką zajmuje gaz w temperaturze  $0^\circ\text{C}$ , jeżeli ciśnienie gazu i liczba moli nie ulega zmianie.

Podobnie jak w przypadku przemiany izotermicznej, tak również i dla tego procesu możemy wywodzić odpowiednią zależność:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad (2.11)$$

z której po przekształceniu wyliczyć można zmianę temperatury lub objętości gazu.

**Przykład 2.4: Obliczanie temperatury w jakiej znalazł się gaz po zmianie objętości dla przemiany izobarycznej.**

W temperaturze 293,15 K pewien gaz zajmuje objętość 0,200 dm<sup>3</sup>. Do jakiej temperatury należy ogrzać ten gaz przy stałym ciśnieniu, aby objętość wzrosła o 40,0 cm<sup>3</sup>?

**Plan:** Obliczenia temperatury  $T_2$  dla przemiany izobarycznej wykonujemy korzystając ze wzoru (2.11), który przekształcamy względem  $T_2$ .

**Rozwiązanie:**

$$T_2 = \frac{V_2 T_1}{V_1} = \frac{0,240 \text{ dm}^3 \cdot 293,15 \text{ K}}{0,200 \text{ dm}^3} = 351,780 \text{ K}$$

**Odpowiedź:** Gaz należy ogrzać do temperatury 352 K.

### 2.2.3 Przemiana izochoryczna

Przemiana izochoryczna, czyli proces przebiegający przy stałej objętości i stałej liczbie moli gazu. W przypadku tym równanie Clapeyrona upraszcza się do:

$$p = \text{const} \cdot T \quad (2.12)$$

Zależność tę odkrył w 1703 roku Amontons i sformułował następująco:

Ciśnienie danej liczby moli gazu jest wprost proporcjonalne do temperatury bezwzględnej, jeśli objętość gazu pozostaje niezmienną.

W 1802 roku Gay-Lussac opublikował to prawo powołując się na niepublikowane prace Jacquesa Charlesa z 1787 roku, i stąd najczęściej nazwisko Charlesa pojawia się przy przemianie izochorycznej.

W celu obliczenia zmiany temperatury, bądź ciśnienia gazu, równanie (2.12) można zapisać w postaci:

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad (2.13)$$

**Przykład 2.5: Obliczanie nowej temperatury gazu po zmianie ciśnienia dla przemiany izochorycznej..**

Do jakiej temperatury należy podgrzać gaz o temperaturze 298 K znajdujący się w zamkniętym zbiorniku, aby ciśnienie zwiększyło się dwukrotnie?

**Plan:** W celu rozwiązania zadania korzystamy z zależności (2.13), z której wyznaczamy  $T_2$ .

**Rozwiązanie:**

$$T_2 = \frac{p_2 T_1}{p_1} = \frac{2 \cdot 298 \text{ K}}{1} = 596 \text{ K}$$

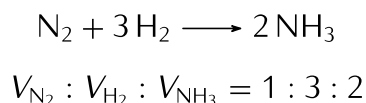
**Odpowiedź:** Gaz należy podgrzać do temperatury 596 K.

## 2.3 Prawo stosunków objętościowych Gay-Lussaca

Dla stałego ciśnienia i stałej temperatury można rozpatrywać również prawo stosunków objętościowych Gay-Lussaca, które brzmi:

Objętości substancji gazowych wchodzących w reakcję chemiczną lub tworzące się w reakcji, mierzone w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, pozostają do siebie jak proste liczby całkowite.

Prawo to można przedstawić na przykładzie syntezy amoniaku w określonych warunkach ciśnienia i temperatury. Z jednej objętości azotu i trzech objętości wodoru otrzymuje się dwie objętości amoniaku. Stosunek objętości wodoru do azotu jest stosunkiem liczb naturalnych, tak samo jak stosunek objętości amoniaku do objętości poszczególnych substratów.



## 2.4 Prawo Daltona

Prawo Daltona, inaczej prawo ciśnień cząstkowych (addytywności ciśnień) dotyczące jednorodnych mieszanin gazów mówi, że:

Ciśnienie wywierane przez mieszaninę gazów jest sumą ciśnień cząstkowych wywieranych przez poszczególne składniki tej mieszaniny.

Prawo Daltona można wyrazić wzorem:

$$p = p_1 + p_2 + \dots + p_n = \sum_{i=1}^n p_i \quad (2.14)$$

Ciśnieniem cząstkowym (parcjalnym) nazywamy ciśnienie, jakie wywierałby dany składnik, gdyby w tej samej temperaturze samodzielnie zajmował daną objętość mieszaniny. Dla roztworu gazowego o właściwościach gazu doskonałego można wyrazić ciśnienie cząstkowe składnika  $i$  za pomocą wzoru:

$$p_i = \frac{n_i RT}{V} = c_i RT \quad (2.15)$$

gdzie  $c_i$  oznacza stężenie molowe składnika  $i$ .

Podzielenie równania (2.15) przez równanie stanu gazu doskonałego (2.5) prowadzi do zależności:

$$\frac{p_i}{p} = \frac{n_i}{n} \quad (2.16)$$

Stąd:

$$p_i = \frac{n_i}{n} p = x_i p \quad (2.17)$$

gdzie  $x_i$  oznacza ułamek molowy składnika  $i$  w mieszaninie.

Z powyższej zależności wynika, że ciśnienie cząstkowe jest proporcjonalne do liczby moli danego składnika  $i$  i jest równe iloczynowi ciśnienia całkowitego oraz ułamka molowego danego składnika gazowego.

Uwaga! Bardzo istotnym aspektem przy praktycznym rozwiązywaniu zadań dotyczących ciśnień cząstkowych jest uwzględnienie w ciśnieniu całkowitym ciśnienia cząstkowego pary wodnej. Ważne jest to szczególnie, jeśli gazy zbierane są w zbiorniku nad wodą. Udział ciśnienia pary wodnej (będącej w równowadze z wodą ciekłą) w ciśnieniu całkowitym jest równy prężności pary wodnej w danej temperaturze. Wartości prężności pary wodnej można odnaleźć w Tab. 2.2.

Tab. 2.2: Wartości prężności pary wodnej dla wybranych temperatur. Źródło: D. R. Lide (ed.): CRC Handbook of Chemistry and Physics, CRC Press (2005).

| $T, ^\circ\text{C}$ | $p_{\text{H}_2\text{O}}, \text{kPa}$ | $T, ^\circ\text{C}$ | $p_{\text{H}_2\text{O}}, \text{kPa}$ | $T, ^\circ\text{C}$ | $p_{\text{H}_2\text{O}}, \text{kPa}$ |
|---------------------|--------------------------------------|---------------------|--------------------------------------|---------------------|--------------------------------------|
| 0                   | 0,6113                               | 35                  | 5,6267                               | 70                  | 31,1760                              |
| 5                   | 0,8726                               | 40                  | 7,3814                               | 75                  | 38,5630                              |
| 10                  | 1,2281                               | 45                  | 9,5898                               | 80                  | 47,3730                              |
| 15                  | 1,7056                               | 50                  | 12,3440                              | 85                  | 57,8150                              |
| 20                  | 2,3388                               | 55                  | 15,7520                              | 90                  | 70,1170                              |
| 25                  | 3,1690                               | 60                  | 19,9320                              | 95                  | 84,5290                              |
| 30                  | 4,2455                               | 65                  | 25,0220                              | 100                 | 101,3200                             |

Można również skorzystać z przybliżonego równania (temperaturę podajemy w kelwinach, a wynik uzyskujemy w paskalach,  $\exp$  oznacza funkcję eksponencjalną):

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = \exp\left(25,279 - \frac{5132}{T}\right) \quad (2.18)$$

### Przykład 2.6: Obliczanie objętości mieszaniny gazów oraz ciśnień cząstkowych poszczególnych składników mieszaniny..

Mieszanina gazowa składa się z 336 g tlenku węgla i 76,6 g wodoru. Oblicz objętość całkowitą mieszaniny w temperaturze 500 K pod ciśnieniem 101 325 Pa oraz ciśnienia cząstkowe jego składników w podanych warunkach.

**Plan:** Znając masy składników, z jakich składa się mieszanina gazów, możemy dzieląc je przez ich masy molowe uzyskać ilości moli poszczególnych składników. Po ich zsumowaniu uzyskujemy całkowitą ilość moli naszej mieszaniny. Przy założeniu, że otrzymana mieszanina ma właściwości zbliżone do gazu doskonałego oraz korzystając ze wzoru Clapeyrona obliczamy objętość dla gazów po zmieszaniu. Ciśnienia cząstkowe poszczególnych składników obliczamy ze wzoru (2.17).

**Rozwiązanie:** Masy molowe składników wynoszą ok.:

$$M_{\text{CO}} = 28,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{H}_2} = 2,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

zatem roztwór gazowy zawiera następującą liczbę moli tlenu węgla i wodoru:

$$n_{\text{CO}} = \frac{336 \text{ g}}{28,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 11,996 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}_2} = \frac{76,600 \text{ g}}{2,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 37,996 \text{ mol}$$

Suma liczby moli obu składników wynosi:

$$n = 11,996 \text{ mol} + 37,996 \text{ mol} = 49,992 \text{ mol}$$

Objętość całkowitą roztworu można wyznaczyć z równania stanu gazu doskonałego zakładając, że rozpatrywany roztwór ma właściwości gazu doskonałego.

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{49,992 \text{ mol} \cdot 8,31451 \frac{\text{m}^3 \text{ Pa}}{\text{mol K}} \cdot 500 \text{ K}}{101\,325 \text{ Pa}} = 2,05 \text{ m}^3$$

Ciśnienia cząstkowe tlenu węgla  $p_{\text{CO}}$  i wodoru  $p_{\text{H}_2}$  obliczamy z zależności:

$$p_{\text{CO}} = x_{\text{CO}} p$$

$$p_{\text{H}_2} = x_{\text{H}_2} p$$

Wartości ułamków molowych obliczamy z równań:

$$x_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}}}{n} = \frac{11,996 \text{ mol}}{49,992 \text{ mol}} = 0,240$$

$$x_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n} = \frac{37,996 \text{ mol}}{49,992 \text{ mol}} = 0,760$$

Ułamki molowe są bezwymiarowe i sumują się do jedności. Podstawiając do wzoru na ciśnienie cząstkowe otrzymujemy:

$$p_{\text{CO}} = 0,240 \cdot 101\,325 \text{ Pa} = 24\,318 \text{ Pa}$$

$$p_{\text{H}_2} = 0,760 \cdot 101\,325 \text{ Pa} = 77\,007 \text{ Pa}$$

**Odpowiedź:** Mieszanina gazów zajmuje objętość  $2,05 \text{ m}^3$ , natomiast ciśnienia cząstkowe poszczególnych składników wynoszą: tlenu węgla –  $2,43 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ , wodoru –  $7,70 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ .

**Przykład 2.7: Uwzględnianie prężności pary wodnej w obliczeniach.**

W cylindrze miarowym zebrano nad wodą pewną ilość tlenu, którego objętość w temperaturze 23,0°C wynosiła 1,30 dm<sup>3</sup>. Ciśnienie atmosferyczne równe było 768 mmHg. Prężność pary wodnej w tej wynosi 21,0 mmHg. Ile gramów tlenu zebrano w cylindrze?

**Plan:** Ciśnienie atmosferyczne w tym przypadku jest sumą ciśnienia cząstkowego zebranego tlenu i prężności pary wodnej. W celu obliczenia ciśnienia cząstkowego tlenu należy od ciśnienia atmosferycznego odjąć prężność pary wodnej. Następnie zakładamy, że zebrany tlen jest gazem doskonałym i korzystamy z równania Clapeyrona. We wzorze tym liczbę moli zastępujemy zależnością  $n = \frac{m}{M}$ , a następnie wzór przekształcamy względem  $m$ .

**Rozwiązanie:** Obliczamy ciśnienie cząstkowe tlenu.

$$p_{\text{O}_2} = p_{\text{atm}} - p_{\text{H}_2\text{O}} = 747 \text{ mmHg} = 9,829 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

Następnie obliczamy masę tlenu podstawiając obliczone ciśnienie do przekształconego wzoru Clapeyrona.

$$m = \frac{pVM}{RT} = \frac{9,829 \cdot 10^4 \text{ Pa} \cdot 0,00130 \text{ m}^3 \cdot 32,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{8,31447 \frac{\text{m}^3 \text{ Pa}}{\text{mol K}} \cdot 296,15 \text{ K}} = 1,661 \text{ g}$$

**Odpowiedź:** W cylindrze zebrano 1,66 g tlenu.

## 2.5 Gęstość gazów

### 2.5.1 Gęstość bezwzględna

Gęstość bezwzględną gazu można wyrazić w postaci wzoru:

$$d = \frac{m}{V} \quad (2.19)$$

gdzie:  $d$  – gęstość gazu,  $m$  – masa gazu,  $V$  – objętość zajmowana przez gaz.

Jednostką gęstości bezwzględnej w układzie SI jest  $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$ .

Podstawiając do powyższego wzoru masę molową  $M$  w  $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$  oraz objętość molową gazu w warunkach normalnych (standardowych)  $V^\ominus = 22,7 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$  otrzymujemy wzór do obliczania gęstości gazu w tych warunkach. Pomimo, że użyliśmy najbardziej typowe jednostki masy i objętości używane przez chemików (g i dm<sup>3</sup>), a nie podstawowe jednostki układu SI (kg i m<sup>3</sup>), wynik otrzymujemy w jednostkach układu SI, bo  $1 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3} = 1 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$ .

$$d^\ominus = \frac{M}{V^\ominus} \quad (2.20)$$

Po wstawieniu do równania Clapeyrona  $V = \frac{m}{d}$  oraz  $n = \frac{m}{M}$  i przekształceniu otrzymanego równania względem gęstości otrzymujemy wzór pozwalający obliczyć gęstość gazu doskonałego w dowolnych warunkach ciśnienia i temperatury.

$$d = \frac{pM}{RT} \quad (2.21)$$

Z powyższego wzoru wynika, że gęstość bezwzględna gazów  $d$  zależy wprost proporcjonalnie od ciśnienia i odwrotnie proporcjonalnie od temperatury w granicach stosowalności równania gazu doskonałego. Dla innych warunków ciśnienia i temperatury można zapisać:

$$d' = \frac{p'M}{RT'} \quad (2.22)$$

Dzieląc równania (2.21) i (2.22) stronami oraz przekształcając względem  $d'$  otrzymujemy:

$$d' = \frac{p'Td}{pT'} \quad (2.23)$$

Ze wzoru tego wynika, że można obliczać gęstość gazu w dowolnych warunkach ciśnienia i temperatury znając gęstość tego gazu w dowolnych innych warunkach, niekoniecznie standardowych.

### Przykład 2.8: Obliczanie gęstości gazu.

W naczyniu zamkniętym tłokiem, pod ciśnieniem  $9,690 \cdot 10^5$  Pa znajduje się argon, którego stężenie molowe jest równe  $0,419 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ . Po zmniejszeniu objętości naczynia i ogrzaniu gazu o 32,0 K ciśnienie w naczyniu wzrosło do  $1,53 \cdot 10^6$  Pa. Obliczyć gęstość argonu po zmianie stanu gazu.

**Plan:** W tym przykładzie gaz występuje w dwóch różnych stanach. Aby rozwiązać to zadanie należy zastosować dwa równania Clapeyrona dla dwóch stanów. Po odpowiednim przekształceniu względem gęstości otrzymujemy wzór (2.22). Nieznaną w powyższym wzorze temperaturę  $T'$  wyliczamy ze wzoru:

$$T' = T + \Delta T = T + 32,0 \text{ K}$$

Natomiast temperaturę  $T$  można wyznaczyć łatwo po przekształceniu wzoru (2.15).

### Rozwiązanie:

$$T = \frac{p}{cR} = \frac{9,690 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{0,419 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{m}^3} \cdot 8,31447 \frac{\text{m}^3 \text{ Pa}}{\text{mol K}}} = 278,148 \text{ K}$$

Następnie obliczamy temperaturę  $T'$  i gęstość  $d'$  po ogrzaniu gazu:

$$T' = T + \Delta T = 278,148 \text{ K} + 32,0 \text{ K} = 310,148 \text{ K}$$

$$d' = \frac{p'M}{RT'} = \frac{1,53 \cdot 10^6 \text{ Pa} \cdot 3,995 \cdot 10^{-2} \frac{\text{kg}}{\text{mol}}}{8,31447 \frac{\text{Pa m}^3}{\text{mol K}} \cdot 310,148 \text{ K}} = 23,703 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

**Odpowiedź:** Po zmianie stanu gazu gęstość argonu wynosi  $23,7 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$ .

## 2.5.2 Gęstość względna

Gęstość względna gazu  $D$  jest to stosunek gęstości bezwzględnej danego gazu do gęstości gazu wzorcowego (gazu odniesienia), przy czym gęstości obu gazów muszą się odnosić do tych samych

warunków ciśnienia i temperatury. Najczęściej jako gazu wzorcowego używa się wodoru lub powietrza. Gęstość względną gazów wyraża się wzorem:

$$D_{x,w} = \frac{d_x}{d_w} = \frac{M_x}{M_w} \quad (2.24)$$

gdzie:  $d_x, M_x$  – gęstość i masa molowa gazu  $x$ ,  $d_w, M_w$  – gęstość i masa molowa gazu wzorcowego.

Dla wodoru jako gazu odniesienia otrzymujemy wzór:

$$D_{x,H_2} = \frac{M_x}{M_{H_2}} = \frac{M_x}{2,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \quad (2.25)$$

gdzie  $M_{H_2}$  jest masą molową wodoru.

Dla powietrza wzór ma następującą postać:

$$D_{x,\text{pow}} = \frac{M_x}{M_{\text{pow}}} = \frac{M_x}{28,97 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \quad (2.26)$$

gdzie  $M_{\text{pow}}$  jest średnią masą molową suchego powietrza obliczoną na podstawie jego składu.

Gęstość względna jest liczbą (nie ma wymiaru). Zawsze, kiedy jej używamy należy podawać gaz odniesienia.

#### Przykład 2.9: Obliczanie gęstości względnej gazu.

Jaka jest gęstość względem powietrza gazu zawierającego metan i wodór w stosunku objętościowym 3 : 1?

**Plan:** Znając masy molowe gazów wchodzących w skład mieszaniny można obliczyć średnią (pozorną) masę molową rozpatrywanej mieszaniny gazów. Następnie podstawiając do wzoru (2.26) wyliczamy gęstość gazu względem powietrza.

**Rozwiązanie:**

$$M_{\text{CH}_4} = 16,042 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{H}_2} = 2,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{sr}} = \frac{3}{4} \cdot 16,042 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + \frac{1}{4} \cdot 2,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 12,536 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Stąd gęstość gazu względem powietrza wynosi:

$$D = \frac{12,539 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{28,97 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,43283$$

**Odpowiedź:** Gęstość względna mieszaniny gazów względem powietrza wynosi 0,433.

## 2.6 Obliczanie mas molowych na podstawie praw gazowych

Korzystając z wcześniej wyprowadzonych wzorów na gęstości bezwzględne można po odpowiednim przekształceniu uzyskać zależności pozwalające na obliczenie mas molowych gazów.

W przypadku, kiedy znana jest gęstość bezwzględna substancji gazowej  $d_0$  w warunkach normalnych korzystamy ze wzoru:

$$d^{\ominus} = \frac{M}{V^{\ominus}} \quad (2.27)$$

Po przekształceniu wzoru i podstawieniu  $V^{\ominus} = 22,7 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$  otrzymujemy zależność:

$$M = d^{\ominus} \cdot 22,7 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$$

W warunkach odbiegających od warunków normalnych, jeśli te warunki te są określone, korzystamy ze wzoru:

$$d = \frac{pM}{RT} \quad (2.28)$$

Z którego po przekształceniu uzyskujemy:

$$M = \frac{dRT}{p} \quad (2.29)$$

#### Przykład 2.10: Obliczanie masy molowej gazów.

Obliczyć masę molową gazu, jeżeli w temperaturze  $25,0^{\circ}\text{C}$  i pod ciśnieniem  $1,00 \text{ atm}$  gaz ten ma gęstość  $1,145 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$ ?

**Plan:** Dane z zadania postawiamy do wzoru (2.29). Temperaturę podstawiamy w K, a stałą gazową w jednostkach  $\frac{\text{dm}^3 \text{ atm}}{\text{mol K}}$ .

**Rozwiązanie:**

$$M = \frac{1,145 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3} \cdot 298,15 \text{ K} \cdot 8,31451 \cdot 10^{-2} \frac{\text{dm}^3 \text{ atm}}{\text{mol K}}}{1,00 \text{ atm}} = 28,384 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

**Odpowiedź:** Masa molowa gazu wynosi  $28,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ .

## 2.7 Równanie stanu gazu prawie rzeczywistego (równanie van der Waalsa)

W 1873 roku van der Waals uzupełnił równanie stanu gazu doskonałego o poprawki uwzględniające objętość gazu oraz oddziaływania wzajemne pomiędzy cząsteczkami gazu. Otrzymane równanie stanu gazu rzeczywistego przedstawia wzór:

$$\left( p + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V - nb) = nRT \quad (2.30)$$

gdzie:  $V$  – objętość gazu,  $n$  – liczba moli gazu,  $T$  – temperatura,  $p$  – ciśnienie pod jakim gaz występuje,  $R$  – stała gazowa,  $a$  – stała charakterystyczna dla danego gazu i uwzględniająca oddziaływania pomiędzy cząsteczkami (cząsteczki gazu przyciągają się, a ich energia potencjalna

stanowi wprawdzie małą część energii całkowitej, ale nie jest pomijalna w porównaniu do energii kinetycznej; w wyniku tego rzeczywiste ciśnienie gazu na ścianki naczynia jest mniejsze niż w przypadku gdyby tego oddziaływania nie było),  $b$  – stała charakterystyczna dla danego gazu i uwzględniająca skończone rozmiary cząsteczek (atomy lub cząsteczki gazu nie są traktowane już jako punkty materialne, zajmują w tym przypadku już jakąś objętość).

Parametry  $a$  i  $b$  równania van der Waalsa (Tab. 2.3), zgodnie z teorią, powinny być związane z parametrami punktu krytycznego gazu (punkt na wykresie  $p = f(T)$ , w którym zanika powierzchnia rozdziału fazy ciekłej i gazowej), zwanych też stałymi krytycznymi:

$$a = \frac{27R^2T_c^2}{64p_c} \quad (2.31)$$

$$b = \frac{RT_c}{8p_c} \quad (2.32)$$

gdzie:  $T_c$  – temperatura krytyczna (temperatura, powyżej której gaz nie daje się skroplić),  $p_c$  – ciśnienie krytyczne (ciśnienie, poniżej którego gaz nie daje się skroplić).

Wielkości  $T$  i  $p$  w równaniu van der Waalsa łatwo wyrazić jako jawne funkcje pozostałych zmiennych:

$$T = \frac{1}{nR} \left( p + \frac{n^2a}{p} \right) (V - nb) \quad (2.33)$$

$$p = \frac{nRT}{V - nb} - \frac{n^2a}{V^2} \quad (2.34)$$

W przypadku objętości gazu równanie van der Waalsa można przekształcić otrzymując równanie trzeciego stopnia:

$$V^3 - n \left( b + \frac{RT}{p} \right) V^2 + \left( \frac{n^2a}{p} \right) V - \frac{n^3ab}{p} = 0 \quad (2.35)$$

Równanie trzeciego stopnia można rozwiązać przy użyciu metody Viète'a lub trygonometrycznej, jednak jest to skomplikowane i dlatego rzadko się tych sposobów używa.

Wygodniej jest traktować  $V$  jako uwikłaną funkcję zmiennych niezależnych  $p$ ,  $T$  i  $n$ , związanych przez równanie van der Waalsa, a następnie rozwiązać to równanie metodami iteracyjnymi.

Tab. 2.3: Wartości stałych  $a$  i  $b$  równania van der Waalsa dla wybranych gazów.

|                 | $a, \frac{\text{Jm}^3}{\text{mol}^2}$ | $b, \frac{\text{m}^3}{\text{mol}}$ |
|-----------------|---------------------------------------|------------------------------------|
| He              | 0,003 46                              | $2,380 \cdot 10^{-5}$              |
| H <sub>2</sub>  | 0,024 76                              | $2,661 \cdot 10^{-5}$              |
| N <sub>2</sub>  | 0,1370                                | $3,870 \cdot 10^{-5}$              |
| O <sub>2</sub>  | 0,1378                                | $3,183 \cdot 10^{-5}$              |
| CO <sub>2</sub> | 0,3640                                | $4,267 \cdot 10^{-5}$              |
| HCl             | 0,3716                                | $4,081 \cdot 10^{-5}$              |
| NH <sub>3</sub> | 0,4225                                | $3,707 \cdot 10^{-5}$              |

W wielu źródłach literaturowych stałe równania van der Waalsa są podane w jednostkach spoza układu SI, aby je przeliczyć należy skorzystać z informacji zawartych w rozdziale 1.1.

**Przykład 2.11: Obliczanie objętości gazu rzeczywistego przy użyciu równania van der Waalsa.**

Jaką objętość zajmie 10,000 g CO<sub>2</sub> pod ciśnieniem 1,0133 · 10<sup>5</sup> Pa w temperaturze 373,0 K?

**Plan:** Obliczamy masę molową oraz liczbę moli CO<sub>2</sub>, a następnie wstępną wartość (zerowe przybliżenie) objętości z rozwiązania równania stanu gazu doskonałego Clapeyrona (można je otrzymać z równania van der Waalsa przez upraszczające założenie:  $nb \ll V$  oraz  $\frac{n^2a}{V^2} \ll p$ ). Mając zerowe przybliżenie objętości przekształcamy równanie van der Waalsa do postaci ułatwiającej jego iteracyjne rozwiązanie:

$$V_i = \frac{nRT}{p + \frac{n^2a}{V_{i-1}^2}} + nb$$

i wykonujemy iteracje aż do uzyskania założonej dokładności rozwiązania (np. cztery cyfry znaczące).

**Rozwiązanie:**

$$M_{\text{CO}_2} = 12,0107 + 2 \cdot 15,9994 = 44,0095 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{m}{M} = \frac{10,000}{44,0095} = 0,22722 \text{ mol}$$

$$V_0 = \frac{nRT}{p} = \frac{0,22722 \cdot 8,3145 \cdot 373,0}{1,0133 \cdot 10^5} = 6,9543 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

Teraz, dla ułatwienia obliczeń przy pomocy kalkulatora, obliczymy trzy iloczyny:  $nRT$ ,  $nb$  oraz  $n^2a$ , które są niezmiennie we wszystkich iteracjach.

$$nRT = 7,046793 \cdot 10^2 \text{ J}$$

$$nb = 9,695477 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3$$

$$n^2a = 1,879293 \cdot 10^{-2} \text{ J m}^3$$

*I iteracja.* Wstawiając objętość  $V_0$  uzyskaną w zerowym przybliżeniu do równania iteracyjnego obliczymy z niego pierwsze przybliżenie szukanej objętości  $V_1$ .

$$V_1 = \frac{nRT}{p + \frac{n^2a}{V_0^2}} + nb = \frac{7,046793 \cdot 10^2}{1,0133 \cdot 10^5 + \frac{1,879293 \cdot 10^{-2}}{(6,9543 \cdot 10^{-3})^2}} + 9,695477 \cdot 10^{-6} = 6,937429 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

*II iteracja.* Tym razem po prawej stronie równania wstawiamy wartość  $V_1$  otrzymaną w I iteracji i po wykonaniu koniecznych obliczeń uzyskujemy wartość  $V_2$ .

$$V_2 = \frac{nRT}{p + \frac{n^2a}{V_1^2}} + nb = \frac{7,046793 \cdot 10^2}{1,0133 \cdot 10^5 + \frac{1,879293 \cdot 10^{-2}}{(6,937429 \cdot 10^{-3})^2}} + 9,695477 \cdot 10^{-6} = 6,937301 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

Porównanie  $V_1$  i  $V_2$  wykazuje, że są one identyczne z dokładnością do czterech cyfr znaczących, więc dalsze iteracje nie miałyby sensu. Szukana objętość wynosi zatem  $V = 6,937 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ . Znając bardziej dokładną wartość  $V$  możemy sprawdzić słuszność założeń prowadzących do uzyskania zerowego przybliżenia dla  $V$ . Po wykonaniu działań widzimy, że:

$$nb = 9,695\,477 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 \ll V = 6,937\,301 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$\frac{n^2 a}{V^2} = 3,904\,93 \cdot 10^2 \text{ Pa} \ll p = 1,0133 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

Dobre spełnienie powyższych założeń wyjaśnia przyczynę, dla której już zerowe przybliżenie objętości uzyskane z równania Clapeyrona było prawie zadowalającym rozwiązaniem równania van der Waalsa. Taki przypadek zachodzi zawsze, gdy mamy do czynienia z niskimi ciśnieniami oraz wysokimi temperaturami. W takich warunkach równanie gazu doskonałego jest bardzo dobrym i prostym przybliżeniem równania van der Waalsa.

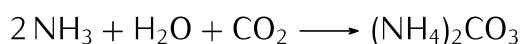
**Odpowiedź:** Objętość gazu to  $6,937 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$ .

## 2.8 Zadania

### Równanie stanu gazu doskonałego (równanie Clapeyrona)

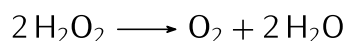
1. Obliczyć ilość moli  $\text{N}_2$  w próbce o objętości  $22,0 \text{ dm}^3$  w  $27,0^\circ\text{C}$  i pod ciśnieniem  $1,94 \cdot 10^6 \text{ Pa}$ .
2. Obliczyć masę cząsteczek tlenu zajmującego objętość  $25,0 \text{ dm}^3$ , pod ciśnieniem  $97,5 \text{ kPa}$  i w temperaturze  $280 \text{ K}$ .
3. Jaką objętość zajmuje  $500 \text{ g CO}_2$  a) w warunkach normalnych b) pod ciśnieniem  $2,00 \cdot 10^6 \text{ Pa}$  i w temperaturze  $30,0^\circ\text{C}$  c) pod ciśnieniem  $2,50 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  i w temperaturze normalnej d) w temperaturze  $28,0^\circ\text{C}$  i pod ciśnieniem normalnym?
4. Pod jakim ciśnieniem znajduje się  $68,0 \text{ g NH}_3$ , jeśli zajmuje on objętość  $82,0 \text{ dm}^3$  w temperaturze  $90,0^\circ\text{C}$ ?
5. Jaką w warunkach normalnych objętość zajmie  $700 \text{ cm}^3$  gazu znajdującego się pod ciśnieniem  $740 \text{ mmHg}$  i temperaturze  $100^\circ\text{C}$ ?
6. W butli stalowej o pojemności  $25,0 \text{ dm}^3$ , w temperaturze  $26,0^\circ\text{C}$ , sprężono pewien gaz do ciśnienia  $2,50 \cdot 10^7 \text{ Pa}$ . Jaką objętość zajmowałby ten gaz w warunkach normalnych?
7. Obliczyć masę molową gazu i podać, jaki to gaz, jeżeli  $250,0 \text{ cm}^3$  tego gazu w warunkach normalnych waży  $440,0 \text{ mg}$ .
8. Ile cząsteczek  $\text{N}_2$  znajduje się w  $1,50 \text{ dm}^3$  azotu? Obliczenia przeprowadzić dla warunków normalnych.
9. Jaką objętość zajmie pół tony ( $500 \text{ kg}$ ) amoniaku w warunkach normalnych?
10. Znajdujący się w warunkach normalnych gaz ogrzano do temperatury  $600 \text{ K}$ , przy czym jego objętość wzrosła trzykrotnie. Obliczyć ciśnienie końcowe gazu.

11. Do naczynia o objętości  $30,0 \text{ dm}^3$ , zawierającego azot pod ciśnieniem  $1,60 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  w temperaturze  $320 \text{ K}$  wprowadzono  $20,0 \text{ g N}_2$ . Obliczyć, do jakiej temperatury należy doprowadzić gaz, aby ciśnienie stało się równe ciśnieniu początkowemu.
12. Jaką objętość zajmie mieszanina  $21,0 \text{ g}$  azotu cząsteczkowego i  $14,0 \text{ g}$  tlenku węgla(II) w warunkach normalnych?
13. Oblicz, ile gramów węglanu amonu może powstać w reakcji opisanej poniższym równaniem, jeżeli dysponujemy  $15,0 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$  o ciśnieniu  $1,20 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  w temperaturze  $22,0^\circ\text{C}$ .



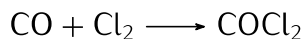
14. W zbiorniku o pojemności  $25,00 \text{ dm}^3$  znajduje się azot pod ciśnieniem  $5,000 \text{ atm}$  i temperaturze  $130,0^\circ\text{C}$ . Obliczyć: a) masę azotu b) liczbę cząsteczek azotu.
15. Obliczyć masę mieszaniny  $\text{CO}$  i  $\text{CO}_2$  o objętości  $136,2 \text{ dm}^3$  (warunki normalne), jeżeli stosunek objętościowy  $\text{CO}$  do  $\text{CO}_2$  wynosi  $2 : 1$ .
16. Obliczyć, jaką objętość w warunkach standardowych zajmuje mieszanina zawierająca  $8,00 \text{ g H}_2$ ,  $12,0 \text{ g CO}_2$  i  $3,00 \text{ g He}$ .
17. Ile moli i jaką masę  $\text{O}_2$  zawiera  $2,00 \text{ dm}^3$  powietrza w warunkach normalnych przy założeniu, że zawartość procentowa (w procentach objętościowych) wynosi  $21,0\%$ ?
18. Ile atomów  $\text{Na}$  i ile  $\text{dm}^3 \text{ Cl}_2$  (warunki normalne) należy użyć, aby otrzymać  $10,0 \text{ g NaCl}$ ?
19. Gaz o temperaturze  $400 \text{ K}$  znajdujący się pod ciśnieniem początkowym  $2,00 \cdot 10^6 \text{ Pa}$  rozprężono izotermicznie tak, że ciśnienie zmniejszyło się do  $25,0\%$  początkowej wartości. Obliczyć początkową objętość gazu, jeżeli po rozprężeniu objętość gazu wynosi  $8,00 \text{ dm}^3$ .
20. W naczyniu o objętości  $27,0 \text{ dm}^3$  pod ciśnieniem  $1,60 \cdot 10^3 \text{ Pa}$  w temperaturze  $300 \text{ K}$  znajdował się argon, który następnie sprężono izotermicznie do objętości  $12,5 \text{ dm}^3$ . Obliczyć temperaturę, do jakiej należałoby ochłodzić izochorycznie gaz w naczyniu, aby uzyskać ciśnienie początkowe.
21. W zbiorniku o objętości  $450 \text{ m}^3$  znajdował się azot pod ciśnieniem  $5,67 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ , a w drugim zbiorniku o objętości  $200 \text{ m}^3$  znajdował się azot pod ciśnieniem  $8,56 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ . Azot z obu zbiorników przepompowano do trzeciego, pustego zbiornika o objętości  $350 \text{ m}^3$ . Obliczyć ciśnienie gazu w trzecim zbiorniku przy założeniu, że temperatura procesu jest stała.
22. Butla o objętości  $30,0 \text{ dm}^3$  zawiera  $500 \text{ g N}_2$  i  $500 \text{ g Ar}$  o temperaturze  $298 \text{ K}$ . Z butli przepompowano część gazu do pustego zbiornika o objętości  $80,0 \text{ dm}^3$ , w którym ten gaz w temperaturze  $285 \text{ K}$  znajduje się pod ciśnieniem  $4,52 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ . Obliczyć, o ile zmniejszyło się ciśnienie gazu w butli po częściowym jego odpompowaniu, jeśli jego temperatura nie uległa zmianie.
23.  $6,00 \text{ g}$  substancji gazowej w temperaturze  $10,0^\circ\text{C}$  i pod ciśnieniem  $2,026 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  zajmuje objętość  $2,40 \text{ dm}^3$ . Pod jakim ciśnieniem  $2,00 \text{ g}$  tej substancji w temperaturze  $350 \text{ K}$  zajmie objętość  $200 \text{ cm}^3$ ?
24. W aparacie Kippa umieszczono roztwór odpowiadający  $196 \text{ g}$  czystego kwasu siarkowego(VI) i  $100 \text{ g}$  metalicznego glinu. Wydzielony wodór zbierano w butli zawierającej już  $20,0 \text{ g}$  wodoru pod ciśnieniem  $0,833 \text{ atm}$ . Jakie ciśnienie (w atm) panuje w butli po wyczerpaniu jednego z substratów w aparacie Kippa? Temperatura w butli jest stała.

25. 22,0 kg węgla kamiennego zawierającego 73,0% C spalono do ditlenku węgla. Obliczyć, jakie będzie ciśnienie otrzymanego gazu w zbiorniku o pojemności 4,00 m<sup>3</sup> przy temperaturze spalin 75,0°C.
26. Z 8,00 mol HgO w procesie pełnej termolizy otrzymano tlen i wprowadzono go do zbiornika o objętości 60,0 dm<sup>3</sup>, w którym znajdowało się 84,0 g azotu. Obliczyć, jakie jest ciśnienie w zbiorniku przy temperaturze 273°C.
27. Powietrze zawiera 0,0500% CO<sub>2</sub> (objętościowo). Obliczyć masę tego gazu zawartą w 1,00 m<sup>3</sup> powietrza w temperaturze 27,0°C pod ciśnieniem 1,00 · 10<sup>5</sup> Pa.
28. 100 cm<sup>3</sup> gazu A pod ciśnieniem 93,3 · 10<sup>3</sup> Pa i 0,200 dm<sup>3</sup> gazu B pod ciśnieniem 106,6 · 10<sup>3</sup> Pa w tej samej temperaturze wprowadzono do naczynia o pojemności 250 cm<sup>3</sup>. Oblicz ciśnienie otrzymanego roztworu gazowego.
29. Ile trzeba nadtlenu wodoru (w g), aby wytworzyć 2,00 dm<sup>3</sup> tlenu w temperaturze 25,0°C i pod ciśnieniem 1,00 atm w reakcji:



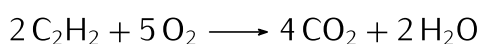
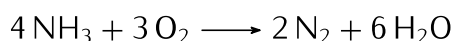
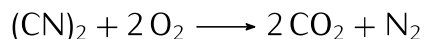
### Prawo stosunków objętościowych Gay-Lussaca

30. Ile cząsteczek chlorowodoru powstanie w reakcji 5,70 dm<sup>3</sup> H<sub>2</sub> z 0,300 mol Cl<sub>2</sub> (warunki normalne)?
31. Spalono 2,00 dm<sup>3</sup> acetylenu. Obliczyć ile dm<sup>3</sup> CO<sub>2</sub> wytworzy się, jeżeli pomiar objętości został dokonany w warunkach normalnych.
32. Jaka jest objętość chloru cząsteczkowego w warunkach normalnych, potrzebnego do przeprowadzenia w chlorowódz: a) 0,5000 mol b) 500 g c) 2,00 dm<sup>3</sup> wodoru cząsteczkowego?
33. Ile moli tlenku węgla(II) i ile moli tlenu potrzeba, aby otrzymać 150 dm<sup>3</sup> tlenku węgla(IV) w warunkach normalnych?
34. W naczyniu zamkniętym znajdowało się 40,0 dm<sup>3</sup> CO i 20,0 dm<sup>3</sup> Cl<sub>2</sub>. Obliczyć zmianę ciśnienia w naczyniu po przereagowaniu 50,0% chloru według reakcji:



35. W wyniku spalania 30,0 cm<sup>3</sup> mieszaniny gazowej składającej się z CH<sub>4</sub> i C<sub>2</sub>H<sub>4</sub> w nadmiarze tlenu otrzymano 45,0 cm<sup>3</sup> CO<sub>2</sub>. Obliczyć skład procentowy objętościowy mieszaniny poddanej spalaniu.
36. Pewną objętość mieszaniny gazowej złożonej z CO i C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> spalono w nadmiarze tlenu. Z gazów po spalaniu całkowicie usunięto parę wodną. W wyniku spalania powstało 100,0 cm<sup>3</sup> CO<sub>2</sub>, a objętość zmniejszyła się o 60,0 cm<sup>3</sup>. Obliczyć początkową objętość mieszaniny gazowej.
37. Po spaleniu 80,0 cm<sup>3</sup> mieszaniny gazowej złożonej z etanu i acetylenu (etynu) w nadmiarze tlenu i po wyrównaniu temperatury stwierdzono, że objętość całkowita zmniejszyła się o 150,0 cm<sup>3</sup>. Obliczyć zawartość procentową C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> i C<sub>2</sub>H<sub>2</sub> w mieszaninie, jeżeli para wodna została całkowicie usunięta.

38.  $120,0 \text{ cm}^3$  mieszaniny gazowej złożonej z  $\text{H}_2$ ,  $\text{CO}$  i  $\text{CO}_2$  zmieszano z  $200,0 \text{ cm}^3 \text{ O}_2$  i spalono. Po wyrównaniu temperatury stwierdzono, że objętość gazów po spaleniu zmniejszyła się o  $90,0 \text{ cm}^3$ , a wyniku absorpcji  $\text{CO}_2$  przez roztwór  $\text{KOH}$  objętość zmniejszyła się o kolejne  $80,0 \text{ cm}^3$ . Oblicz skład mieszaniny w procentach objętościowych, jeżeli w danych liczbowych po spaleniu uwzględniono całkowite usunięcie pary wodnej.
39.  $100,00 \text{ cm}^3$  mieszaniny gazowej złożonej z  $(\text{CN})_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{C}_2\text{H}_2$  i  $\text{O}_2$  spalono kosztem tlenu, będącego w stechiometrycznej ilości w mieszaninie. Po wyrównaniu temperatury stwierdzono, że objętość zmniejszyła się o  $36,75 \text{ cm}^3$  oraz wytworzyło się  $50,00 \text{ cm}^3 \text{ CO}_2$ . Obliczyć zawartość poszczególnych gazów w mieszaninie, jeżeli para wodna została wykroplona.



## Prawo Daltona

40. W naczyniu znajduje się mieszanina ditlenku węgla i ditlenku siarki. W temperaturze  $450 \text{ K}$  ciśnienie cząstkowe  $\text{CO}_2$  jest równe  $2,400 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ , zaś ciśnienie całkowite wynosi  $5,030 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ . Objętość naczynia jest równa  $30,0 \text{ dm}^3$ . Obliczyć ilość moli ditlenku węgla i ditlenku siarki w mieszaninie.
41. W naczyniu znajduje się  $42,35 \text{ g C}_2\text{H}_6$  i pewna ilość  $\text{CH}_4$ . Ciśnienie cząstkowe etanu jest równe  $2,200 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ , zaś metanu  $1,400 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ . Objętość naczynia jest równa  $15,00 \text{ dm}^3$ . Obliczyć masę metanu i temperaturę mieszaniny.
42. Mieszanina gazowa zawiera  $40,0\%$  (wagowo)  $\text{CO}_2$  i  $60,0\%$   $\text{O}_2$ . Obliczyć, jaką objętość zajmuje  $100 \text{ kg}$  tej mieszaniny w temperaturze  $480 \text{ K}$ , jeśli ciśnienie cząstkowe  $\text{CO}_2$  wynosi  $3,450 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ .
43. Mieszanina gazów ( $\text{N}_2$ ,  $\text{CO}_2$ ) znajdująca się w zbiorniku o objętości  $8,00 \text{ m}^3$  w temperaturze  $473 \text{ K}$  wywiera ciśnienie  $9,500 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ . Taka sama ilość azotu, jaka znajdowała się w mieszaninie, w temperaturze  $620 \text{ K}$  pod ciśnieniem  $1,400 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  zajmuje objętość  $16,00 \text{ m}^3$ . Obliczyć ciśnienia cząstkowe składników mieszaniny.
44. W zbiorniku o objętości  $50,0 \text{ m}^3$  znajduje się mieszanina  $\text{N}_2$ ,  $\text{CH}_4$  i  $\text{H}_2$ . Ułamek molowy metanu w mieszaninie jest równy  $0,146$ , a ułamek molowy  $\text{H}_2$  to  $0,311$ . Masa azotu równa jest  $416 \text{ kg}$ . Obliczyć ciśnienie gazu w zbiorniku w temperaturze  $300 \text{ K}$ .
45. W temperaturze  $960 \text{ K}$  w mieszaninie  $\text{N}_2$ ,  $\text{Ar}$  i  $\text{O}_2$  stężenia składników są odpowiednio równe:  $5,12$ ,  $8,32$  i  $4,48 \frac{\text{mol}}{\text{m}^3}$ . Obliczyć ciśnienia cząstkowe  $\text{N}_2$ ,  $\text{Ar}$  i  $\text{O}_2$  oraz ciśnienie całkowite mieszaniny.
46.  $3,50 \text{ g}$  tlenku pewnego metalu zużywa do zredukowania  $580 \text{ cm}^3$  wodoru, którą to objętość zmierzono w naczyniu nad wodą w temperaturze  $14,0^\circ\text{C}$  i pod ciśnieniem  $2,504 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ . Prężność pary wodnej w tej temperaturze wynosi  $16,00 \cdot 10^2 \text{ Pa}$ . Obliczyć procentowy skład wagowy tlenku.

## Gęstość gazów

47. W temperaturze 530 K 70,8 g tlenu cząsteczkowego wywiera ciśnienie  $4,20 \cdot 10^5$  Pa. Obliczyć stężenie molowe i gęstość tlenu w tych warunkach.
48. Stężenie molowe tlenu cząsteczkowego w temperaturze 300 K jest równe  $5,50 \frac{\text{mol}}{\text{m}^3}$ . Obliczyć ciśnienie gazu i jego gęstość.
49. Gęstość gazu w warunkach normalnych wynosi  $3,20 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$ . Obliczyć masę molową oraz gęstość tego gazu względem powietrza. Jaka będzie masa  $900 \text{ cm}^3$  tego gazu w temperaturze 300 K i pod ciśnieniem  $2,05 \cdot 10^5$  Pa?
50. Obliczyć gęstość względem powietrza następujących gazów (wynik podać z dokładnością do dwóch miejsc dziesiętnych): a)  $\text{CO}_2$  b)  $\text{NH}_3$  c)  $\text{CH}_4$  d)  $\text{Cl}_2$  e)  $\text{COCl}_2$  f)  $\text{SO}_2$  g)  $\text{H}_2\text{S}$  h)  $\text{C}_3\text{H}_8$ .
51. Obliczyć gęstość roztworu gazowego zawierającego 4,00 mol  $\text{H}_2$  i 1,00 mol  $\text{N}_2$  w temperaturze  $17,0^\circ\text{C}$  pod ciśnieniem 101,3 kPa.
52. W butli znajduje się mieszanina azotu i tlenu, których ciśnienia cząstkowe są równe:  $p_{\text{N}_2} = 8,93 \cdot 10^5$  Pa,  $p_{\text{O}_2} = 4,94 \cdot 10^5$  Pa. Po dopompowaniu do butli pewnej ilości azotu ciśnienie w butli wzrosło do  $2,15 \cdot 10^6$  Pa. Obliczyć, jak zmieniła się gęstość gazu w butli, jeśli temperatura gazu pozostała niezmienną.
53. W wyniku spalania 20,0 g żeliwa otrzymano w temperaturze  $50,0^\circ\text{C}$  i pod ciśnieniem  $1,30 \cdot 10^5$  Pa  $10,0 \text{ cm}^3$  tlenku siarki o składzie wagowym S : O = 1 : 1. Gęstość tego tlenku względem wodoru wynosi 32,0. Obliczyć procentową zawartość siarki w żeliwie.
54. W wyniku spalania 7,0 g stali otrzymano w temperaturze  $30^\circ\text{C}$  i pod ciśnieniem  $8,2 \cdot 10^4$  Pa  $62 \text{ cm}^3$  tlenku węgla, którego gęstość względem wodoru wynosi 22. Obliczyć zawartość procentową węgla w stali.
55. Podczas analizy 4,30 g węgla kamiennego metodą spalania otrzymano  $8,50 \text{ dm}^3$  tlenku węgla oraz  $6,20 \text{ cm}^3$  tlenku siarki. Gęstość tych tlenków względem powietrza wynosi 1,520 i 2,210, a ich objętość zmierzono w temperaturze  $22,0^\circ\text{C}$  i pod ciśnieniem  $8,35 \cdot 10^4$  Pa. Obliczyć zawartość procentową węgla i siarki w próbce.
56. W wyniku redukcji 5,40 g tlenku miedzi węglem otrzymano pewien tlenek węgla o objętości  $900 \text{ cm}^3$  w temperaturze  $32,0^\circ\text{C}$  i pod ciśnieniem  $1,91 \cdot 10^5$  Pa. Gęstość tego tlenku węgla względem powietrza wynosiła 0,967. Obliczyć skład procentowy tlenku miedzi.

## Obliczanie mas molowych na podstawie praw gazowych

57. 125,3 g powietrza pod ciśnieniem  $1,24 \cdot 10^6$  Pa zajmuje objętość  $20,7 \text{ dm}^3$  w temperaturze 710 K. Obliczyć masę molową tego gazu.
58. Oblicz masę molową gazu, którego gęstość w temperaturze  $20,0^\circ\text{C}$  i pod ciśnieniem  $9,80 \cdot 10^4$  Pa wynosi  $3,00 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$ .
59. W temperaturze 320 K i pod ciśnieniem  $1,280 \cdot 10^5$  Pa,  $350 \text{ cm}^3$  gazu ma masę równą 0,893 g. Obliczyć masę molową gazu.

60. Gęstość bezwzględna pewnego gazu wynosi  $2,50 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$  w temperaturze  $17,0^\circ\text{C}$  i pod ciśnieniem  $1,04 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ . Obliczyć masę molową tego gazu.
61.  $0,240 \text{ g}$  metalu dwuwartościowego rozтворzono w kwasie, przy czym otrzymano  $0,600 \text{ dm}^3$  wodoru zebranego nad wodą w temperaturze  $27,0^\circ\text{C}$  i pod ciśnieniem  $4,46 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ . Prężność pary wodnej w tej temperaturze wynosi  $3,56 \cdot 10^3 \text{ Pa}$ . Obliczyć masę molową metalu.
62. Para wytworzona w aparacie Meyera z  $0,0860 \text{ g}$  acetonu wyparła  $37,5 \text{ cm}^3$  powietrza zebranego nad wodą w temperaturze  $23,0^\circ\text{C}$  i pod ciśnieniem  $750,0 \text{ mmHg}$ . Obliczyć masę molową acetonu wiedząc, że prężność nasyconej pary wodnej w temperaturze  $23,0^\circ\text{C}$  wynosi  $21,0 \text{ mmHg}$ .

## Równanie stanu gazu rzeczywistego (równanie van der Waalsa)

63. Porównać objętość  $20,00 \text{ g HCl}$  w temperaturze  $100,0^\circ\text{C}$  i pod ciśnieniem  $5,0665 \text{ MPa}$ , przewidzianą przez równanie Clapeyrona oraz van der Waalsa.
64.  $84,00 \text{ g}$  azotu zajmuje objętość  $211,0 \text{ cm}^3$  w temperaturze  $0,00^\circ\text{C}$ . Obliczyć ciśnienie tego gazu stosując: a) równanie stanu gazu doskonałego b) równanie van der Waalsa. Wartość ciśnienia otrzymana doświadczalnie wynosi ok.  $4,050 \cdot 10^7 \text{ Pa}$ .
65. W naczyniu o objętości  $1,000 \text{ dm}^3$  umieszczono  $5,000 \text{ mol}$  azotu w temperaturze  $250,0 \text{ K}$ . Jakiego ciśnienia należałoby oczekiwać: a) na podstawie równania Clapeyrona b) na podstawie równania van der Waalsa?
66. Cząsteczka  $\text{H}_2$  i atom  $\text{He}$  mają jednakową liczbę elektronów. Na podstawie parametrów równania van der Waalsa dla  $\text{H}_2$  i  $\text{He}$  określ jak się ma średni promień cząsteczki wodoru do promienia atomu helu ( $r_{\text{H}_2} < r_{\text{He}}$ , czy  $r_{\text{H}_2} > r_{\text{He}}$ ).

## 2.9 Odpowiedzi

We wszystkich odpowiedziach przyjęto:  $R = 8,3145 \frac{\text{Pa}\cdot\text{m}^3}{\text{mol}\cdot\text{K}}$ ,  $p^\ominus = 10^5 \text{ Pa}$ ,  $T^\ominus = 273,15 \text{ K}$ ,  $V^\ominus = 22,711 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$ . Użyto mas atomowych z największą dostępną dokładnością. Wyniki zostały zaokrąglone do liczby cyfr znaczących zgodnie z danymi w poszczególnych zadaniach.

- |  |   |
|--|---|
| 1. $17,1 \text{ mol}$  | 8. $3,98 \cdot 10^{22}$                           |
| 2. $33,5 \text{ g}$  | 9. $666 \text{ m}^3$                              |
| 3. a) $258 \text{ dm}^3$ b) $14,3 \text{ dm}^3$ c) $103 \text{ dm}^3$<br>d) $284 \text{ dm}^3$ | 10. $7,32 \cdot 10^4 \text{ Pa}$                  |
| 4. $1,47 \cdot 10^5 \text{ Pa}$  | 11. $229 \text{ K}$                               |
| 5. $505 \text{ cm}^3$  | 12. $28,4 \text{ dm}^3$                           |
| 6. $5,70 \text{ m}^3$  | 13. $70,5 \text{ g}$                              |
| 7. $39,95 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ ; Ar  | 14. a) $105,8 \text{ g}$ b) $2,276 \cdot 10^{24}$ |
|  | 15. $200,0 \text{ g}$                             |

16.  $113 \text{ dm}^3$
17.  $1,85 \cdot 10^{-2} \text{ mol}$ ;  $0,592 \text{ g}$
18.  $1,03 \cdot 10^{23}$ ;  $1,94 \text{ dm}^3$
19.  $2,00 \text{ dm}^3$
20.  $139 \text{ K}$
21.  $1,22 \cdot 10^6 \text{ Pa}$
22.  $1,25 \cdot 10^6 \text{ Pa}$
23.  $1,00 \cdot 10^6 \text{ Pa}$
24.  $1,00 \text{ atm}$
25.  $9,68 \cdot 10^5 \text{ Pa}$
26.  $5,30 \cdot 10^5 \text{ Pa}$
27.  $0,882 \text{ g}$
28.  $1,23 \cdot 10^5 \text{ Pa}$
29.  $5,56 \text{ g}$
30.  $3,02 \cdot 10^{23}$
31.  $4,00 \text{ dm}^3$
32. a)  $11,36 \text{ dm}^3$     b)  $5,63 \cdot 10^3 \text{ dm}^3$   
c)  $2,00 \text{ dm}^3$
33.  $6,61 \text{ mol}$ ;  $3,30 \text{ mol}$
34.  $p_2 = \frac{5}{6} p_1$
35.  $50,0\% \text{ CH}_4$ ;  $50,0\% \text{ C}_2\text{H}_4$
36.  $80,0 \text{ cm}^3$
37.  $37,5\% \text{ C}_2\text{H}_6$ ;  $62,5\% \text{ C}_2\text{H}_2$
38.  $33,3\% \text{ H}_2$ ;  $50,0\% \text{ CO}$ ;  $66,7\% \text{ CO}_2$
39.  $8,47 \text{ cm}^3$  (%)  $(\text{CN})_2$ ;  $9,56 \text{ cm}^3$  (%)  $\text{NH}_3$ ;  
 $16,53 \text{ cm}^3$  (%)  $\text{C}_2\text{H}_2$ ;  $65,44 \text{ cm}^3$  (%)  $\text{O}_2$
40.  $1,92 \text{ mol CO}_2$ ;  $2,11 \text{ mol SO}_2$
41.  $14,38 \text{ g}$ ;  $281,8 \text{ K}$
42.  $10,5 \text{ m}^3$
43.  $2,14 \cdot 10^5 \text{ Pa N}_2$ ;  $7,36 \cdot 10^5 \text{ Pa CO}_2$
44.  $1,36 \cdot 10^6 \text{ Pa}$
45.  $4,09 \cdot 10^4 \text{ Pa N}_2$ ;  $6,64 \cdot 10^4 \text{ Pa Ar}$ ;  
 $3,58 \cdot 10^4 \text{ Pa O}_2$ ;  $1,43 \cdot 10^5 \text{ Pa (suma)}$
46.  $72,4\% \text{ M}$ ;  $27,6\% \text{ O}$
47.  $95,3 \frac{\text{mol}}{\text{m}^3}$ ;  $3,05 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$
48.  $1,37 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ ;  $0,176 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$
49.  $72,7 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ ;  $2,51$ ;  $5,38 \text{ g}$
50. a)  $1,52$     b)  $0,59$     c)  $0,55$     d)  $2,45$   
e)  $3,41$     f)  $2,21$     g)  $1,18$     h)  $1,52$
51.  $303 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$
52.  $d_2 = 1,52 d_1$
53.  $0,0776\%$
54.  $0,35\%$
55.  $80,8\% \text{ C}$ ;  $0,157\% \text{ S}$
56.  $20,1\% \text{ O}$ ;  $79,7\% \text{ Cu}$
57.  $28,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
58.  $74,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
59.  $53,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
60.  $58,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
61.  $24,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ ;  $\text{Mg}$
62.  $58,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
63.  $p_{\text{C}} = 3,359 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$ ;  
 $p_{\text{vdW}} = 2,875 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$
64. a)  $3,227 \cdot 10^7 \text{ Pa}$     b)  $4,207 \cdot 10^7 \text{ Pa}$
65. a)  $10,39 \cdot 10^6 \text{ Pa}$     b)  $9,390 \cdot 10^6 \text{ Pa}$
66.  $\frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{b}{N_A}$ ;  $r_{\text{He}} = 2,113 \cdot 10^{-10} \text{ m}$ ;  
 $r_{\text{H}_2} = 2,193 \cdot 10^{-10} \text{ m}$ ;  $r_{\text{H}_2} > r_{\text{He}}$

