

Podstawy Obliczeń Chemicznych

Korekta i uzupełnienia z dnia 30.10.2009

Autor rozdziału: Łukasz Ponikiewski

Rozdział 2. Prawa Gazowe

2.1. Warunki normalne

2.1.1. Objętość molowa gazów – prawo Avogadro

2.1.2. Stała gazowa

2.2. Równanie stanu gazu doskonałego (równanie Clapeyrona)

2.3. Prawo stosunków objętościowych Gay-Lussaca

2.4. Prawo Daltona

2.5. Gęstość gazów

2.6. Obliczanie mas molowych na podstawie praw gazowych.

2.7. Równanie stanu gazu prawie rzeczywistego – równanie Van der Waalsa

2.8. Wirialne równanie stanu gazu

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. Pomiedzy 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, stężenie). 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 międzyatomowe lub międzycząsteczkowe. W rozdziałach 2.7 i 2.8 krótko omówiono równanie Van der Waalsa oraz równanie wirialne.

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 = 273,15 K** (co jest równoważne temperaturze **t = 0,00 °C**), pod ciśnieniem **p = 1,000·10⁵ Pa**. Z tych parametrów wynika objętość molowa gazu doskonałego **V₀ = 0,0227 m³ (22,7 dm³)**.

Do 1997 roku IUPAC (Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej) zalecała używanie nieco innej wartości ciśnienia odniesienia – ciśnienia jednej atmosfery fizycznej **1 atm**. (760 mmHg) odpowiadającej ciśnieniu **p = 1,013·10⁵ Pa** w jednostkach układu SI. Tej wartości ciśnienia (przy niezmienionej definicji temperatury odniesienia) odpowiada dotychczas stosowana objętość 1 mola gazu doskonałego równa **22,4 dm³** (w związku z tym, że chemicy dość niechętnie odchodzą od dawnych przyzwyczajeń, 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 (**p₀, V₀, T₀**) w jakichkolwiek warunkach odniesienia można bez problemu posiłkując się równaniem (2.1) 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**).

$$\frac{p_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{p \cdot V}{T} \quad (2.1)$$

2.1.1. Objętość molowa gazów – prawo Avogadro

Objętość molowa gazów można przedstawić wzorem:

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

gdzie:

V – objętość gazu,

n – liczba moli gazu.

Objętości 1 mola 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 Avogadro:

Definicja. 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 22,7 dm³ (przy ciśnieniu odniesienia 1,000·10⁵ 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 ogrzany o 1 stopień 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:

$$R = \frac{p \cdot V}{T} \quad (2.4)$$

gdzie:

p – ciśnienie pod jakim występuje gaz,

V – objętość 1 mola gazu,

T – temperatura gazu w Kelwinach.

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

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

Wartość R	Jednostki
8,314472	$\left[\frac{\mathbf{J}}{\mathbf{mol} \cdot \mathbf{K}} \right] = \left[\frac{\mathbf{m}^3 \cdot \mathbf{Pa}}{\mathbf{mol} \cdot \mathbf{K}} \right] = \left[\frac{\mathbf{dm}^3 \cdot \mathbf{kPa}}{\mathbf{mol} \cdot \mathbf{K}} \right]$
$8,314472 \cdot 10^{-2}$	$\left[\frac{\mathbf{dm}^3 \cdot \mathbf{bar}}{\mathbf{mol} \cdot \mathbf{K}} \right]$
$8,314472 \cdot 10^3$	$\left[\frac{\mathbf{dm}^3 \cdot \mathbf{Pa}}{\mathbf{mol} \cdot \mathbf{K}} \right]$
$*8,205746 \cdot 10^{-2}$	$\left[\frac{\mathbf{dm}^3 \cdot \mathbf{atm}}{\mathbf{mol} \cdot \mathbf{K}} \right]$
1,98588	$\left[\frac{\mathbf{cal}}{\mathbf{mol} \cdot \mathbf{K}} \right]$
62,3638	$\left[\frac{\mathbf{dm}^3 \cdot \mathbf{Tr}}{\mathbf{mol} \cdot \mathbf{K}} \right]$

* dotyczy atmosfery fizycznej (1,013·10⁵ Pa)

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 wyrazi wzorem:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (2.5)$$

gdzie:

p – ciśnienie pod jakim występuje gaz,

V – objętość gazu,

n – liczba moli gazu,

T – temperatura w Kelvinach,

R – stała gazowa.

Równanie (2.5) można przekształcić do postaci:

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T} \quad (2.6)$$

Ze wzoru (2.6) wynika, że liczba moli gazu zależy tylko i wyłącznie od temperatury, ciśnienia i objętości, natomiast nie zależy od rodzaju gazu. Po podstawieniu $p/(RT) = \text{const}$ otrzymujemy omawiane wcześniej prawo Avogadro (wzór 2.3).

W praktyce równanie Clapeyrona całkiem dobrze opisuje zachowanie gazów rzeczywistych przy ciśnieniach nie wyższych niż $1 \div 2 \cdot 10^6$ 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 dwutlenek węgla CO_2 o masie $m = 2,00 \cdot 10^{-2}$ kg pod ciśnieniem $p = 1,00$ atm. ($1,013 \cdot 10^5$ Pa) w temperaturze $T = 300$ K?

Plan. W zadaniu mamy podane wartości ciśnienia i temperatury dla CO_2 , a więc dane te można podstawić do równania stanu gazu doskonałego (2.5). 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 CO_2 .

Masa molowa CO_2 wynosi: 44,009 g/mol.

Liczba moli n dwutlenku węgla równa się:

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

Objętość zajmowaną przez gaz oblicza się z równania stanu gazu (2.5), które po przekształceniu względem V wyraża się wzorem:

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

Odpowiedź. Dwutlenek węgla w tych warunkach zajmuje objętość **11,2 dm³**.

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 przekształconego względem liczby moli n . Aby nie przeliczać jednostek użyjemy uniwersalnej stałej gazowej R wyrażonej w jednostkach ciśnienia i objętości podanych w treści przykładu ($R = 8,2057 \cdot 10^{-2} \text{ dm}^3 \cdot \text{atm} / (\text{K} \cdot \text{mol})$).

Rozwiązanie. Najpierw przeliczamy temperaturę ze skali Celsjusza na temperaturę bezwzględną T .

$$T = t + 273,15 = 20,00 + 273,15 = 293,15 \text{ K}$$

Po podstawieniu danych do wzoru (2.6) otrzymujemy:

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

Odpowiedź. W butli znajduje się **99,8** moli tlenu.

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

1. **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:

$$p \cdot V = \text{const.} \quad \text{dla} \quad T = \text{const.}$$

lub

$$V = \text{const.} \cdot \frac{1}{p} \quad \text{dla} \quad T = \text{const.} \quad (2.7)$$

gdzie:

p – ciśnienie pod jakim gaz się znajduje,

V – objętość gazu,

T – temperatura gazu.

albo sformułować w postaci definicji:

Definicja. *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:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 \quad (2.8)$$

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 $p_1 = 750$ mmHg wynosi 416 cm³. Obliczyć objętość tego gazu V_2 pod ciśnieniem $p_2 = 1100$ mmHg przy założeniu, że liczba moli gazu i temperatura gazu nie uległy zmianie.

Plan. Aby rozwiązać zadanie korzystamy ze wzoru(2.8), który przekształcamy względem V_2 :
Rozwiązanie.

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

Odpowiedź. Pod ciśnieniem 1100 mmHg ta ilość gazu zajmie objętość **283 cm³**.

2. **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:

$$V = \text{const.} \cdot T \quad (p = \text{const.}) \quad (2.9)$$

gdzie:

V – objętość gazu,

T – temperatura gazu,

p – ciśnienie, pod jakim występuje gaz.

a prawo to można wyrazić:

Definicja. *Objętość dowolnego gazu przy podwyższeniu temperatury o jeden stopień zwiększa się o stały ułamek objętości, jaką zajmuje gaz w temperaturze 0°C, jeżeli ciśnienie gazu i liczba moli nie ulega zmianie.*

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

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{\text{const} \cdot T_1}{\text{const} \cdot T_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad (2.10)$$

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 dm³. Do jakiej temperatury należy ogrzać ten gaz przy stałym ciśnieniu, aby objętość wzrosła o 40,0 cm³?

Plan. Obliczenia temperatury T_2 dla przemiany izobarycznej wykonujemy korzystając ze wzoru (2.10).

Rozwiązanie.

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

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

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

$$p = \text{const} \cdot T \quad (V = \text{const.}) \quad (2.11)$$

gdzie:

V – objętość gazu;

T – temperatura gazu;

P – ciśnienie pod jakim występuje gaz;

Zależność tę odkrył w 1703 roku Amontons i sformułował jako:

Definicja. 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 (2.11) można zapisać w postaci:

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2} \quad (2.12)$$

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 (2.12), z której wyznaczamy T_2 .

Rozwiązanie.

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

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:

Definicja. 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.



$$V_{\text{N}_2} : V_{\text{H}_2} = 1 : 3$$

$$V_{\text{NH}_3} : V_{\text{N}_2} = 2 : 1$$

$$V_{\text{NH}_3} : V_{\text{H}_2} = 2 : 3$$

2.4. Prawo Daltona

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

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

Prawo Daltona można wyrazić wzorem:

$$p_c = p_1 + p_2 + \dots + p_n \quad (2.13)$$

Ciśnieniem cząstkowym 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:

$$p_i = \frac{n_i \cdot R \cdot T}{V_i} = c_i \cdot R \cdot T \quad (2.14)$$

gdzie:

n_i - liczba moli składnika „i”;

c_i - stężenie molowe składnika „i”.

Podzielenie przekształconego równania (2.14) przez równanie stanu gazu doskonałego (2.5) prowadzi do zależności:

$$\frac{p_i}{p} = \frac{n_i}{n} \quad (2.15)$$

Stąd:

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

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 tablicach fizykochemicznych.

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 101325 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 (2.5), obliczamy objętość dla gazów po zmieszaniu. Ciśnienia cząstkowe poszczególnych składników obliczamy ze wzoru (2.16).

Rozwiązanie. masy molowe składników wynoszą:

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

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

zatem roztwór gazowy zawiera następującą liczbę moli tlenku węgla i wodoru.

$$n_{\text{CO}} = 336 \text{ g} / 28,010 \text{ g/mol} = 11,996 \text{ moli}$$

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

Suma moli obu składników n wynosi:

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

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

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{49,992 \text{ moli} \cdot 8,31451 \frac{\text{m}^3 \cdot \text{Pa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 500 \text{ K}}{101325 \text{ Pa}} = 2,05 \text{ m}^3$$

Ciśnienia cząstkowe tlenku węgla p_{CO} i wodoru p_{H_2} obliczamy z zależności:

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

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

Wartości ułamków molowych obliczamy z równań:

$$x_{\text{CO}} = \frac{n_{\text{CO}}}{n_{\text{CO}} + n_{\text{H}_2}} = \frac{11,996 \text{ moli}}{49,992 \text{ moli}} = 0,240$$

$$x_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{CO}} + n_{\text{H}_2}} = \frac{37,996 \text{ moli}}{49,992 \text{ moli}} = 0,760$$

Stąd, podstawiając do wzoru na ciśnienie cząstkowe otrzymujemy:

$$p_{\text{CO}} = 0,240 \cdot 101325 \text{ Pa} = 2,43 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

$$p_{\text{H}_2} = 0,760 \cdot 101325 \text{ Pa} = 7,70 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

Odpowiedź. Mieszanina gazów zajmuje objętość **2,05 m³**, natomiast ciśnienia cząstkowe poszczególnych składników wynoszą: tlenku węgla – **2,43·10⁴ Pa**, a wodoru – **7,70·10⁴ 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 dm³. Ciśnienie atmosferyczne równe było 768 mmHg. Prężność pary wodnej w temperaturze 23,0 °C 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 ze wzoru Clapeyrona (2.5). We wzorze tym liczbę moli zastępujemy zależnością $n = m/M$ a następnie wzór przekształcamy względem m .

Rozwiązanie. Obliczamy ciśnienie cząstkowe tlenu.

$$p_{O_2} = p_{atm} - p_{H_2O} = 768 \text{ mmHg} - 21,0 \text{ mmHg}$$

$$p_{O_2} = 747 \text{ mmHg} = 9,829 \cdot 10^4 \text{ Pa}$$

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

$$m = \frac{p \cdot V \cdot M}{R \cdot T} = \frac{9,829 \cdot 10^4 \text{ Pa} \cdot 0,00130 \text{ m}^3 \cdot 32,0 \text{ g/mol}}{8,31447 \frac{\text{m}^3 \cdot \text{Pa}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 296,15 \text{ K}} = 1,661 \text{ g}$$

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

2.5. Gęstość gazów

Gęstość **bezwzględna gazu** można wyrazić w postaci wzoru:

$$d = \frac{m}{V} \quad (2.17)$$

gdzie:

d – gęstość gazu;

m – masa gazu;

V – objętość zajmowana przez gaz.

Jednostką gęstości bezwzględnej w układzie SI jest **kg/m³** ($1 \text{ kg/m}^3 = 1 \text{ g/dm}^3$).

Podstawiając do wzoru (2.17) masę molową M w gramach oraz objętość molową gazu w warunkach normalnych (standardowych) $V_0 = 22,7 \text{ dm}^3/\text{mol}$ otrzymujemy wzór (2.18) do obliczania gęstości gazu w tych warunkach. Pomimo, że użyliśmy najbardziej typowe jednostki masy i objętości używane przez chemików (g i dm^3), a nie podstawowe jednostki układu SI (kg i m^3) wynik otrzymujemy w jednostkach układu SI bo 1 g/dm^3 odpowiada 1 kg/m^3 .

$$d_0 = \frac{M}{V_0} \quad (2.18)$$

Po wstawieniu do równania Clapeyrona $V = m/d$ oraz $n = m/M$ i przekształceniu otrzymanego równania względem gęstości otrzymujemy wzór (2.19) pozwalający obliczyć gęstość gazu doskonałego w dowolnych warunkach ciśnienia i temperatury.

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \quad (2.19)$$

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:

$$d_1 = \frac{p_1 \cdot M}{R \cdot T_1} \quad (2.20)$$

Dzieląc równania (2.19) i (2.20) stronami otrzymujemy równanie (2.21):

$$\frac{d}{d_1} = \frac{p \cdot T_1}{p_1 \cdot T} \quad (2.21)$$

z którego po przekształceniu wyliczamy d_1 :

$$d_1 = \frac{p_1 \cdot T \cdot d}{p \cdot T_1} \quad (2.22)$$

Ze wzoru (2.22) 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 $0,419 \text{ mol/dm}^3$. Po zmniejszeniu objętości naczynia i ogrzaniu gazu o $32,0 \text{ K}$ 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 (2.20). Nieznaną w powyższym wzorze temperaturę T_1 wyliczamy ze wzoru:

$$T_1 = T + \Delta T = T + 32 \text{ K}$$

Natomiast temperaturę T można wyznaczyć łatwo po przekształceniu wzoru (2.14):

Rozwiązanie.

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

Z kolei obliczamy temperaturę T_1 po ogrzaniu gazu:

$$T_1 = T + \Delta T = 278,148 \text{ K} + 32,0 \text{ K} = 310,148 \text{ K}$$

Stąd:

$$d_1 = \frac{p_1 \cdot M}{R \cdot T_1} = \frac{1,53 \cdot 10^6 \text{ Pa} \cdot 3,995 \cdot 10^{-2} \frac{\text{kg}}{\text{mol}}}{8,31447 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 310,148 \text{ K}} = 23,703 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$$

Odpowiedź. Po zmianie stanu gazu gęstość argonu wynosi **23,7 kg/m³**

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:

$$D = \frac{d_x}{d_{wz}} = \frac{p \cdot M_x \cdot R \cdot T}{p \cdot M_{wz} \cdot R \cdot T} = \frac{M_x}{M_{wz}} \quad (2.23)$$

gdzie:

d_x – gęstość gazu o masie M_x ;

d_{wz} – gęstość gazu wzorcowego o masie M_{wz} .

Dla wodoru jako gazu odniesienia otrzymujemy wzór:

$$D_{H_2} = \frac{M_x}{M_{H_2}} = \frac{M_x}{2,016 \frac{g}{mol}} \quad (2.23)$$

gdzie M_{H_2} jest masą molową wodoru.

Dla powietrza wzór ma następującą postać:

$$D_p = \frac{M_x}{M_p} = \frac{M_x}{28,97 \frac{g}{mol}} \quad (2.24)$$

gdzie M_p 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 (CH_4) 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 (2.24) wyliczamy gęstość gazu względem powietrza.

Rozwiązanie.

$$M_{\text{metan}} = 16,042 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{wodór}} = 2,016 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{śr}} = 0,750 \cdot 16,042 \frac{g}{mol} + 0,250 \cdot 2,016 \frac{g}{mol} = 12,536 \frac{g}{mol}$$

Stąd gęstość gazu względem powietrza wynosi:

$$D = \frac{12,539 \frac{g}{mol}}{28,97 \frac{g}{mol}} = 0,433$$

Odpowiedź. Obliczona 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:

$$d_0 = \frac{M_x}{V_0} \quad (2.25)$$

Po przekształceniu wzoru i podstawieniu $V_0 = 22,7 \text{ dm}^3$ otrzymujemy zależność:

$$M_x = 22,7 \text{ dm}^3 \cdot d_0$$

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

$$d = \frac{p \cdot M_x}{R \cdot T} \quad (2.26)$$

z którego po przekształceniu uzyskujemy:

$$M_x = \frac{d \cdot T \cdot R}{p} \quad (2.27)$$

Przykład 2.10. Obliczanie masy molowej gazów.

Obliczyć masę molową gazu, jeżeli w temperaturze 25,0°C i pod ciśnieniem 1,00 atm. gaz ten ma gęstość 1,145 g/dm³?

Plan. Dane z zadania postawiamy do wzoru (2.27). Temperaturę podstawiamy w K a stałą gazową w jednostkach dm³·atm/mol·K.

Rozwiązanie.

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

Odpowiedź. Masa molowa gazu wynosi **28,4 g/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:

$$\left(p + \frac{n^2 \cdot a}{V^2} \right) (V - n \cdot b) = n \cdot R \cdot T \quad (2.28)$$

gdzie:

V – objętość gazu;

n – liczba moli gazu;

T – temperatura (K)

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, zgodnie z teorią, powinny być związane z parametrami punktu krytycznego gazu (punkt na wykresie p – T, w którym zanika powierzchnia rozdziału fazy ciekłej i gazowej), zwanych też stałymi krytycznymi:

$$a = \frac{27 \cdot R^2 \cdot T_c^2}{64 \cdot p_c} \quad (2.29)$$

oraz

$$b = \frac{R \cdot T_c}{8 \cdot p_c} \quad (2.30)$$

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:

$$T = \frac{1}{n \cdot R} \left(p + \frac{n^2 \cdot a}{p} \right) (V - n \cdot b) \quad (2.31)$$

oraz

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V - n \cdot b} - \frac{n^2 \cdot a}{V^2} \quad (2.32)$$

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

$$V^3 - n \left(b + \frac{R \cdot T}{p} \right) V^2 + \left(\frac{n^2 \cdot a}{p} \right) V - \frac{n^3 \cdot a \cdot b}{p} = 0 \quad (2.33)$$

Rozwiązanie równania trzeciego stopnia można wykonać przy użyciu wzorów Viète'a, ale jest ono skomplikowane i dlatego rzadko się tego sposobu 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.

Poniżej przedstawiono wartości stałych a i b równania Van der Waalsa dla kilku gazów.

gaz	a [$J \cdot m^3/mol^2$]	b [m^3/mol]
H ₂	$0,02476 \cdot 10^{-12}$	$26,61 \cdot 10^{-6}$
HCl	$0,3716 \cdot 10^{-12}$	$40,81 \cdot 10^{-6}$
O ₂	$0,1378 \cdot 10^{-12}$	$31,83 \cdot 10^{-6}$
NH ₃	$0,4225 \cdot 10^{-12}$	$37,07 \cdot 10^{-6}$
CO ₂	$0,3640 \cdot 10^{-12}$	$42,67 \cdot 10^{-6}$

Uwaga! W wielu źródłach literaturowych stałe równania Van der Waalsa są podane w jednostkach spoza układu SI. Przeliczniki na jednostki układu SI są następujące:

$$1 \text{ J} \cdot \text{m}^3/\text{mol}^2 = 1 \text{ m}^6 \cdot \text{Pa}/\text{mol}^2 = 10 \text{ L}^2 \cdot \text{bar}/\text{mol}^2 = 9,86 \cdot \text{atm} \cdot \text{L}^2/\text{mol}^2$$

$$1 \text{ m}^3/\text{mol} = 1000 \text{ L}/\text{mol}$$

Przykład 2.11. Obliczanie objętości gazu rzeczywistego przy użyciu równania Van der Waalsa.

Jaką objętość zajmie 10,000 g CO₂ pod ciśnieniem $1,0133 \cdot 10^5 \text{ N/m}^2$ w temperaturze 373,0 K.

Plan. Obliczamy masę molową oraz liczbę moli CO₂, a następnie wstępną wartość (zerowe przybliżenie) objętości z rozwiązania równania stanu gazu doskonałego Clapeyrona otrzymanego z równania Van der Waalsa przez upraszczające założenie: $nb \ll V$ oraz $n^2 a/V^2 \ll p$. Mając zerowe przybliżenie objętości przekształcamy równanie Van der Waalsa do postaci ułatwiającej jego iteracyjne rozwiązanie:

$$V_N = \frac{n \cdot R \cdot T}{p + \frac{n^2 \cdot a}{V_{N-1}^2}} + nb$$

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

Rozwiązanie.

$$M(\text{CO}_2) = 12,0107 + 2 \cdot 15,9994 = 44,0095 \text{ g/mol}$$

$$n(\text{CO}_2) = 10,000/44,0095 = 0,22722 \text{ mol}$$

$$V_0 = n \cdot R \cdot T/p = 0,22722 \cdot 8,314472 \cdot 373,0 / (1,0133 \cdot 10^5) = 6,9543 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$$

Teraz, dla ułatwienia obliczeń kalkulatorem, obliczymy trzy iloczyny $n \cdot R \cdot T$, $n \cdot b$ oraz $n^2 \cdot a$, które są niezmiennie we wszystkich iteracjach.

$$n \cdot R \cdot T = 0,22722 \cdot 8,314472 \cdot 373,0 = 704,6769$$

$$n \cdot b = 9,6954778 \cdot 10^{-6}$$

$$n^2 \cdot a = 0,0187929 \cdot 10^{-12}$$

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

$$V_1 = \frac{n \cdot R \cdot T}{p + \frac{n^2 \cdot a}{V_0^2}} + nb = \frac{704,6769}{1,0133 \cdot 10^5 + \frac{0,0187929 \cdot 10^{-12}}{(6,9543 \cdot 10^{-3})^2}} + 9,6954778 \cdot 10^{-6} = 6,96398 \cdot 10^{-3}$$

Wstawiając do powyższego równania objętość V_0 uzyskaną w zerowym przybliżeniu otrzymujemy z niego pierwsze przybliżenie szukanej objętości $V_1 = 6,964 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$. Porównanie uzyskanej w I iteracji wartości V_1 z obliczoną w zerowym przybliżeniu V_0 pokazuje, że różnią się one na trzecim miejscu znaczącym. Oznacza to konieczność wykonania kolejnej iteracji.

II iteracja.

$$V_2 = \frac{n \cdot R \cdot T}{p + \frac{n^2 \cdot a}{V_1^2}} + nb = \frac{704,6769}{1,0133 \cdot 10^5 + \frac{0,0187929 \cdot 10^{-12}}{(6,9543 \cdot 10^{-3})^2}} + 9,6954778 \cdot 10^{-6} = 6,96398 \cdot 10^{-3}$$

Tym razem po prawej stronie równania wstawiamy wartość V_1 otrzymaną w I iteracji i po wykonaniu koniecznych obliczeń uzyskujemy wartość $V_2 = 6,964 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$. Porównanie V_1 i V_2 wykazuje, że są one identyczne z dokładnością do pięciu miejsc znaczących, więc dalsze iteracje nie miałyby sensu. Szukana objętość wynosi zatem $V = 6,964 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$. Znając dokładną wartość V możemy sprawdzić słuszność założeń prowadzących do uzyskania zerowego przybliżenia dla V . Po wykonaniu działań widzimy, że:

$$n \cdot b = 9,725 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 \ll V$$

oraz

$$n^2 a / V^2 = 3,896 \cdot 10^{-10} \text{ N/m}^2 \ll p.$$

Bardzo 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 gazów doskonałych jest bardzo dobrym i prostym przybliżeniem równania Van der Waalsa.
Odpowiedź. Objętość gazu zajmuje $6,964 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3$.

2.8. Wirialne równanie stanu gazu

Jak wynika z powyższych rozważań, zależność pomiędzy ciśnieniem, objętością i temperaturą opisuje równanie stanu gazu doskonałego. Równanie stanu gazu można również wyrazić w sposób bardzo ogólny jako iloczyn ciśnienia i objętości (PV_m) w postaci szeregu potęgowego objętości molowej V_m lub ciśnienia P .

$$p \cdot V_m = R \cdot T \left(1 + \frac{B}{V_m} + \frac{C}{V_m^2} + \frac{D}{V_m^3} + \dots \right) \quad (2.34)$$

lub

$$p \cdot V_m = R \cdot T + B' \cdot P + C' \cdot P^2 \quad (2.35)$$

gdzie:

$$B' = B$$

$$C' = C - \frac{B^2}{R \cdot T}$$

Równania te noszą nazwę równań wirialnych. Wartości współczynników B , C oraz D dobiera się doświadczalnie. Równania te oddają tym lepiej wyniki pomiarów im więcej wprowadzi się współczynników wirialnych. Jeśli ciśnienie jest niskie, nie przekracza kilku atmosfer, równanie (2.35) ograniczone jest tylko do drugiego współczynnika wirialnego i ma postać:

$$p \cdot V_m = R \cdot T + B \cdot P \quad (2.36)$$

Współczynnik B , czyli drugi współczynnik wirialny jest funkcją temperatury. W niskich temperaturach przyjmuje on wartości ujemne, jednakże jego wartość szybko wzrasta ze wzrostem temperatury. W temperaturze T_B , zwanej temperaturą Boyle'a, zmienia znak współczynnika na dodatni i wtedy już znacznie wolniej rośnie on wraz z temperaturą. Poniżej przedstawiono wartość drugiego współczynnika w zależności od temperatury dla kilku wybranych gazów:

Temperatura, °K	23,16	73,16	123,16	173,16	223,16	273,16	373,16	473,16
Wodór	- 116	- 12.8	+ 3.3	+ 9.3	+ 12.2	+ 13.8	+ 15.4	+ 16.1
Tlen			- 128	- 68.7	- 38.6	- 21.3	- 3.2	+ 5.6
Amoniak						- 367	- 143	- 77
Dwutlenek węgla						- 156.0	- 71.8	- 34.1

Przedstawione powyżej wartości współczynników wirialnych odnoszą się do jednego mola gazu. Porównując wartości liczbowe współczynników wirialnych łatwo można

zaobserwować, że wartość drugiego współczynnika B jest znacząco większa niż wartości następujących współczynników C oraz D. Wynika z tego, że największe znaczenie przy obliczeniach ma właśnie współczynnik B. Wirialne równanie stanu gazu ograniczone do dwóch pierwszych wyrazów sprawdza się dobrze w przedziale do ciśnienia rzędu 10 atmosfer. Od tej wartości uzasadnione jest wprowadzenie już trzeciego współczynnika. Procedura wyznaczania wartości współczynników wirialnych jest bardzo czuła na błędy doświadczalne, jednakże wartości współczynników wirialnych nie mają istotnego znaczenia w obliczeniach, gdyż współczynniki te pełnią tylko i wyłącznie rolę poprawek.

Przykład 2.12 Obliczanie drugiego współczynnika wirialnego i masy związku przy użyciu wirialnego równania stanu gazu.

Na podstawie zmian gęstości (d) par eteru dimetylowego w temp. 25°C, podanych poniżej, wyznaczyć drugi współczynnik wirialny (B) i masę cząsteczkową eteru (M).

p [kPa]	12,231	25,195	36,970	60,368	85,233	101,325
d [$\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$]	0,2276	0,4695	0,6898	1,1291	1,5983	1,9029
P/d	53,739	53,664	53,596	53,466	53,327	53,248

Plan. Drugi współczynnik wirialny wyznacza się mierząc gęstość gazu pod różnymi ciśnieniami w stałej temperaturze. Podstawiając do wzoru (2.36) $V_m = M/d$ otrzymujemy równanie liniowe względem ciśnienia:

$$p/d = RT/M + (B/M)P$$

Rozwiązanie. Z otrzymanych danych znajdujemy parametry prostej metodą najmniejszych kwadratów

$$RT/M = (53,803 \pm 0,003) \text{ J/g}$$

$$B/M = (-0,005535 \pm 0,00005) \text{ dm}^3/\text{g}$$

Stąd:

$$M = [(8,3144 \text{ J/mol}\cdot\text{K})(298,15 \text{ K})]/(53,803 \text{ J/g}) = (46,074 \pm 0,003) \text{ g/mol}$$

oraz:

$$B = [(-0,005535 \pm 0,00005) \text{ dm}^3/\text{g}](46,074 \text{ g/mol}) = (-0,255 \pm 0,002) \text{ dm}^3/\text{mol}$$

Warto podkreślić, że uzyskana w ten sposób wartość masy cząsteczkowej eteru dimetylowego 46,074 g/mol jest doskonale zgodna z wartością teoretyczną $M_{\text{teor}} = 46,06 \text{ g/mol}$. W przypadku traktowania eteru dimetylowego jako gazu doskonałego pod stałym ciśnieniem 1 atm. uzyskalibyśmy masę molową 46,55 g/mol, czyli o około 2% wyższą od teoretycznej.

Odpowiedź. Masa molowa związku wyliczona na podstawie wirialnego równania stanu gazu wynosi **46,074 g/mol**, natomiast drugi współczynnik równania wirialnego **B = -0,255 ± 0,002 dm³/mol**.

Zadania do rozdziału 2.

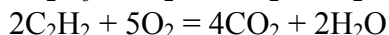
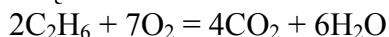
1. Obliczyć ilość moli N_2 w próbce o objętości $22,0 \text{ dm}^3$ w $27,0^\circ\text{C}$ i pod ciśnieniem $1,94 \cdot 10^6 \text{ Pa}$.
2. Obliczyć masę cząsteczek tlenu zajmującego objętość $25,0 \text{ dm}^3$, pod ciśnieniem $975 \cdot 10^2 \text{ Pa}$ i w temperaturze 280 K .
3. Jaką objętość zajmuje 500 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 objętość w warunkach normalnych zajmuje 700 cm^3 gazu znajdującego się pod ciśnieniem 740 mmHg i temperaturze 100°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 $250,00 \text{ cm}^3$ tego gazu w warunkach normalnych waży $439,43 \text{ mg}$.
8. Ile cząsteczek N_2 znajduje się w $1,50 \text{ dm}^3$ azotu? Obliczenia przeprowadzić dla warunków normalnych.
9. Jaką objętość zajmie pół tony (500 kg) amoniaku w warunkach normalnych?
10. Ile cząsteczek chlorowodoru powstanie w reakcji $5,70 \text{ dm}^3 \text{ H}_2$ (warunki normalne) z $0,300$ mola Cl_2 ?
11. Spalono $2,00 \text{ dm}^3$ acetyleny. Obliczyć ile $\text{cm}^3 \text{ CO}_2$ wytworzy się, jeżeli pomiar objętości został dokonany w warunkach normalnych.
$$2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 = 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
12. Znajdujący się w warunkach normalnych gaz ogrzano do temperatury 600 K , przy czym jego objętość wzrosła 3-krotnie. Obliczyć ciśnienie końcowe gazu.
13. Do naczynia o objętości $30,0 \text{ dm}^3$, zawierającego azot pod ciśnieniem $1,60 \cdot 10^5 \text{ Pa}$, w temperaturze 320 K wprowadzono $20,0 \text{ g N}_2$. Obliczyć, do jakiej temperatury należy doprowadzić gaz, aby ciśnienie stało się równe ciśnieniu początkowemu.
14. Jaką objętość zajmie mieszanina $21,0 \text{ g}$ azotu cząsteczkowego i $14,0 \text{ g}$ tlenku węgla w warunkach normalnych?
15. Jaka jest objętość chloru cząsteczkowego w warunkach normalnych, potrzebnego do przeprowadzenia w HCl : a) $0,5000$ mola wodoru cząsteczkowego, b) 500 g wodoru, c) $2,00 \text{ dm}^3$ wodoru cząsteczkowego?
16. Ile moli tlenku węgla i ile moli tlenu potrzeba, aby otrzymać $150,0 \text{ dm}^3$ dwutlenku węgla w warunkach normalnych?
17. 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 $22,0^\circ\text{C}$.
$$2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$$
18. W zbiorniku o pojemności $25,00 \text{ dm}^3$ znajduje się azot pod ciśnieniem $5,000 \text{ atm}$. i temperaturze 130°C . Obliczyć: a) masę azotu; b) liczbę cząsteczek azotu.
19. Obliczyć masę mieszaniny CO i CO_2 o objętości $136,2 \text{ dm}^3$ (warunki normalne), jeżeli stosunek objętościowy CO do CO_2 wynosi $2:1$.
20. Obliczyć, jaką objętość w warunkach standardowych zajmuje mieszanina zawierająca $8,00 \text{ g}$ wodoru, $12,0 \text{ g CO}_2$, i $3,00 \text{ g}$ helu.
21. Ile moli O_2 i jaką masę tlenu zawiera $2,00 \text{ dm}^3$ powietrza w warunkach normalnych przy założeniu, że zawartość procentowa (w procentach objętościowych) wynosi $21,0 \%$?
22. Ile atomów Na i ile $\text{dm}^3 \text{ Cl}_2$ (warunki normalne) należy użyć, aby otrzymać $10,0 \text{ g NaCl}$?

23. 125,3 g powietrza pod ciśnieniem $1,24 \cdot 10^6$ zajmuje objętość $20,7 \text{ dm}^3$ w temperaturze 710 K. Obliczyć masę molową tego gazu.
24. 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.
25. Stężenie molowe tlenu cząsteczkowego w temperaturze 300 K jest równe $5,50 \text{ mol/m}^3$. Obliczyć ciśnienie gazu i jego gęstość.
26. Gaz o temperaturze 400 K znajdujący się pod ciśnieniem początkowym $2,00 \cdot 10^6$ Pa rozprężono izotermicznie tak, że ciśnienie zmniejszyło się do 25,0% początkowej wartości. Obliczyć początkową objętość gazu, jeżeli po rozprężeniu objętość gazu wynosi $8,00 \text{ dm}^3$.
27. W naczyniu o objętości $27,0 \text{ dm}^3$ pod ciśnieniem $1,60 \cdot 10^3$ Pa w temperaturze 300 K znajdował się argon, który następnie sprężono izotermicznie do objętości $12,5 \text{ dm}^3$. Obliczyć temperaturę, do jakiej należałoby podgrzać izochorycznie gaz w naczyniu, aby uzyskać ciśnienie początkowe.
28. W naczyniu znajduje się mieszanina dwutlenku węgla i dwutlenku siarki. W temperaturze 450 K ciśnienie cząstkowe CO_2 jest równe $2,400 \cdot 10^5$ Pa, zaś ciśnienie całkowite $5,030 \cdot 10^5$ Pa. Objętość naczynia jest równa $30,0 \text{ dm}^3$. Obliczyć ilość moli dwutlenku węgla i dwutlenku siarki w mieszaninie.
29. W naczyniu znajduje się 42,35 g C_2H_6 i pewna ilość CH_4 . Ciśnienie cząstkowe etanu jest równe $2,200 \cdot 10^5$ Pa, zaś metanu $1,400 \cdot 10^5$ Pa. Objętość naczynia jest równa $15,00 \text{ dm}^3$. Obliczyć masę metanu i temperaturę mieszaniny.
30. Mieszanina gazowa zawiera 40,0 % (wag) CO_2 i 60,0 % O_2 . Obliczyć, jaką objętość zajmuje 100 kg tej mieszaniny w temperaturze 480 K, jeśli ciśnienie cząstkowe CO_2 wynosi $3,450 \cdot 10^5$ Pa.
31. Mieszanina gazów (N_2 , CO_2), znajdująca się w zbiorniku o objętości $8,00 \text{ m}^3$, w temperaturze 473 K wywiera ciśnienie $9,500 \cdot 10^5$ Pa. Taka sama ilość azotu, jaka znajdowała się w mieszaninie, w temperaturze 620 K, pod ciśnieniem $1,400 \cdot 10^5$ Pa zajmuje objętość $16,00 \text{ m}^3$. Obliczyć ciśnienia cząstkowe składników mieszaniny.
32. W zbiorniku o objętości $50,0 \text{ m}^3$ znajduje się mieszanina N_2 , CH_4 i H_2 . Ułamek molowy metanu w mieszaninie jest równy 0,146, a ułamek molowy H_2 – 0,311. Masa azotu równa jest 416 kg. Obliczyć ciśnienie gazu w zbiorniku w temperaturze 300 K.
33. W temperaturze 960 K w mieszaninie N_2 , Ar i O_2 koncentracje składników są odpowiednio równe: 5,12, 8,32 i $4,48 \text{ mol/m}^3$. Obliczyć ciśnienia cząstkowe N_2 , Ar i O_2 oraz ciśnienie całkowite mieszaniny.
34. W zbiorniku o objętości 450 m^3 znajdował się azot pod ciśnieniem $5,67 \cdot 10^5$ Pa, a w drugim zbiorniku o objętości 200 m^3 znajdował się azot pod ciśnieniem $8,56 \cdot 10^5$ Pa. Azot z obu zbiorników przepompowano do trzeciego, pustego zbiornika o objętości 350 m^3 . Obliczyć ciśnienie gazu w trzecim zbiorniku przy założeniu, że temperatura procesu jest stała.
35. Butla o objętości $30,0 \text{ dm}^3$ zawiera 500 g N_2 i 500 g Ar o temperaturze 298 K. Z butli przepompowano część gazu do pustego zbiornika o objętości $80,0 \text{ dm}^3$, w którym ten gaz w temperaturze 285 K znajduje się pod ciśnieniem $4,52 \cdot 10^5$ Pa. Obliczyć, o ile zmniejszyło się ciśnienie gazu w butli po częściowym jego odpompowaniu, jeśli jego temperatura nie uległa zmianie.
36. Oblicz masę molową gazu, którego gęstość w temperaturze $20,0^\circ\text{C}$ i pod ciśnieniem $9,80 \cdot 10^4$ Pa wynosi 3 g/dm^3 .
37. W naczyniu zamkniętym znajdowało się $40,0 \text{ dm}^3$ CO i $20,0 \text{ dm}^3$ Cl_2 . Obliczyć zmianę ciśnienia w naczyniu po przereagowaniu 50,0% chloru według reakcji:

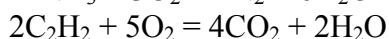
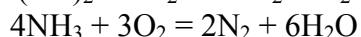
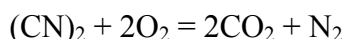
$$\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$$

38. W temperaturze 320 K i pod ciśnieniem $1,280 \cdot 10^5$ Pa, 350 cm^3 gazu ma masę równą 0,893 g. Obliczyć masę molową gazu.
39. Gęstość gazu w warunkach normalnych wynosi $3,20 \text{ g/dm}^3$. Obliczyć masę molową oraz gęstość tego gazu względem powietrza.. Jaka będzie masa 900 cm^3 tego gazu w temperaturze 300 K i pod ciśnieniem $2,050 \cdot 10^5$ Pa?
40. $6,00 \text{ g}$ substancji gazowej w temperaturze $10,0^\circ\text{C}$ i pod ciśnieniem $2,026 \cdot 10^5$ Pa zajmuje objętość $2,40 \text{ dm}^3$. Pod jakim ciśnieniem $2,00 \text{ g}$ tej substancji w temperaturze 350 K zajmie objętość 200 cm^3 ?
41. Obliczyć gęstość względem powietrza następujących gazów: a) CO_2 , b) NH_3 , c) CH_4 , d) Cl_2 , e) COCl_2 , f) SO_2 , g) H_2S , h) C_3H_8 .
42. W aparacie Kippa umieszczono roztwór odpowiadający 196 g czystego kwasu siarkowego (VI) i 100 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.
43. $22,0 \text{ kg}$ węgla kamiennego zawierającego $73,0 \%$ C spalono do dwutlenku węgla. Obliczyć, jakie będzie ciśnienie otrzymanego gazu w zbiorniku o pojemności $4,00 \text{ m}^3$ przy temperaturze spalin $75,0^\circ\text{C}$.
44. Z $8,00$ moli HgO w procesie pełnej termolizy otrzymano tlen i wprowadzono go do zbiornika o objętości $60,0 \text{ dm}^3$, w którym znajdowało się $84,0 \text{ g}$ azotu. Obliczyć, jakie jest ciśnienie w zbiorniku przy temperaturze 273°C .
45. Obliczyć gęstość roztworu gazowego zawierającego $4,00$ mole H_2 i $1,00$ mola N_2 w temperaturze $17,0^\circ\text{C}$ pod ciśnieniem $101,3 \cdot 10^3$ Pa.
46. Powietrze zawiera $0,050 \%$ obj. dwutlenku węgla. Obliczyć masę tego gazu zawartą w $1,00 \text{ m}^3$ powietrza w temperaturze $27,0^\circ\text{C}$ pod ciśnieniem $1,00 \cdot 10^5$ Pa.
47. 100 cm^3 gazu A pod ciśnieniem $93,3 \cdot 10^3$ Pa i $0,200 \text{ dm}^3$ gazu B pod ciśnieniem $106,6 \cdot 10^3$ Pa w tej samej temperaturze wprowadzono do naczynia o pojemności 250 cm^3 . Oblicz ciśnienie otrzymanego roztworu gazowego.
48. W butli znajduje się mieszanina azotu i tlenu, których ciśnienia cząstkowe są równe: $p_{\text{azotu}} = 8,93 \cdot 10^5$ Pa, $p_{\text{tlenu}} = 4,94 \cdot 10^5$ Pa. Po dopompowaniu do butli pewnej ilości azotu ciśnienie w butli wzrosło do $2,15 \cdot 10^6$. Obliczyć, jak zmieniła się gęstość gazu w butli, jeśli temperatura gazu pozostała niezmienną.
49. Gęstość bezwzględna pewnego gazu wynosi $2,50 \text{ g/dm}^3$ w temperaturze $17,0^\circ\text{C}$ i pod ciśnieniem $1,04 \cdot 10^5$ Pa. Obliczyć masę molową tego gazu.
50. Ile trzeba nadtlenu wodoru (w gramach), aby wytworzyć $2,00 \text{ dm}^3$ tlenu w temperaturze $25,0^\circ\text{C}$ i pod ciśnieniem $1,00 \text{ atm}$. w reakcji:
- $$2\text{H}_2\text{O}_2 = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
51. W wyniku spalania $30,0 \text{ cm}^3$ mieszaniny gazowej składającej się z CH_4 i C_2H_4 w nadmiarze tlenu otrzymano $45,0 \text{ cm}^3$ CO_2 . Obliczyć skład procentowy objętościowy mieszaniny poddanej spalaniu.
52. Pewną objętość mieszaniny gazowej złożonej z CO i C_2H_2 spalono w nadmiarze tlenu. Z gazów po spalaniu całkowicie usunięto parę wodną. W wyniku spalania powstało $100,0 \text{ cm}^3$ CO_2 , a objętość zmniejszyła się o $60,0 \text{ cm}^3$. Obliczyć początkową objętość mieszaniny gazowej.
53. $120,0 \text{ cm}^3$ mieszaniny gazowej złożonej z H_2 , CO i CO_2 zmieszano ze $200,0 \text{ cm}^3$ tlenu i spalono. Po wyrównaniu temperatury stwierdzono, że objętość gazów po spalaniu zmniejszyła się o $90,0 \text{ cm}^3$, a wyniku absorpcji CO_2 przez roztwór KOH objętość zmniejszyła się o kolejne $80,0 \text{ cm}^3$. Oblicz skład mieszaniny w procentach objętościowych, jeżeli w danych liczbowych po spalaniu uwzględniono całkowite usunięcie pary wodnej.
54. Po spalaniu $80,0 \text{ cm}^3$ mieszaniny gazowej złożonej z etanu i acetylenu w nadmiarze tlenu i po wyrównaniu temperatury stwierdzono, że objętość całkowita zmniejszyła się

o $150,0 \text{ cm}^3$. obliczyć zawartość procentową C_2H_6 i C_2H_2 w mieszaninie, jeżeli para wodna została całkowicie usunięta.



55. W wyniku spalania $20,0 \text{ g}$ żeliwa otrzymano w temperaturze $50,0^\circ\text{C}$ i pod ciśnieniem $1,30 \cdot 10^5 \text{ Pa}$ $10,0 \text{ cm}^3$ tlenku siarki o składzie wagowym $\text{S} : \text{O} = 1 : 1$. Gęstość tego tlenku względem wodoru wynosi 32. Obliczyć procentową zawartość siarki w żeliwie.
56. W wyniku spalania $7,00 \text{ g}$ stali otrzymano w temperaturze $30,0^\circ\text{C}$ i pod ciśnieniem $8,225 \cdot 10^4 \text{ Pa}$ $62,0 \text{ cm}^3$ tlenku węgla o składzie wagowym $\text{C} : \text{O} = 3 : 7$. Gęstość tego tlenku względem wodoru wynosi 22,0. Obliczyć zawartość procentową węgla w stali.
57. $3,50 \text{ g}$ tlenku pewnego metalu zużywa do zredukowania 580 cm^3 wodoru, która to objętość zmierzono w naczyniu nad wodą w temperaturze $14,0^\circ\text{C}$ i pod ciśnieniem $2,450 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. Prężność pary wodnej w tej temperaturze wynosi $16,00 \cdot 10^2 \text{ Pa}$. Obliczyć skład wagowy tlenku i wyrazić go w postaci prostych liczb całkowitych.
58. Podczas analizy $4,30 \text{ g}$ węgla metoda spalania otrzymano $6,00 \text{ dm}^3$ tlenku węgla o składzie wagowym $\text{C} : \text{O} = 4 : 6$ oraz $6,2 \text{ cm}^3$ tlenku siarki o składzie wagowym $\text{S} : \text{O} = 1 : 1$. Objętość powyższych gazów zmierzono w temperaturze $22,0^\circ\text{C}$ i pod ciśnieniem $8,351 \cdot 10^4 \text{ Pa}$. Obliczyć zawartość procentową węgla i siarki w próbce węgla, jeżeli gęstość tych tlenków względem powietrza wynosi 1,520 i 2,210.
59. W wyniku redukcji $5,40 \text{ g}$ tlenku miedzi węglem otrzymano pewien tlenek węgla o objętości 900 cm^3 w temperaturze $32,0^\circ\text{C}$ i pod ciśnieniem $1,91 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. Gęstość tego tlenku węgla względem powietrza wynosiła 0,966. Obliczyć skład procentowy tlenku miedzi.
60. $0,240 \text{ g}$ 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 $4,510 \cdot 10^4 \text{ Pa}$. Prężność pary wodnej w tej temperaturze wynosi $3,560 \cdot 10^3 \text{ Pa}$. Obliczyć masę molową i równoważnik metalu.
61. $100,00 \text{ cm}^3$ mieszaniny gazowej złożonej z $(\text{CN})_2$, NH_3 , C_2H_2 i tlenu 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.



62. Para wytworzona w aparacie V. Meyera z $0,086 \text{ g}$ acetonu wyparła $37,5 \text{ cm}^3$ powietrza zebranego nad wodą w temperaturze $23,0^\circ\text{C}$ i pod ciśnieniem $753,0 \text{ mmHg}$. Obliczyć masę molową acetonu wiedząc, że poziom wody w eudiometrze aparatu i w zbiorniku zewnętrznym były wyrównane, i że prężność nasyconej pary wodnej w temperaturze $23,0^\circ\text{C}$ wynosi $21,0 \text{ mmHg}$.
63. Porównać objętość $20,00 \text{ g}$ HCl w temperaturze $100,0^\circ\text{C}$ i pod ciśnieniem 50665 hPa , przewidywaną 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 i b) równanie Van der Waalsa (dla azotu: $a = 1,380 \text{ dm}^6 \cdot \text{atm}/\text{mol}^2$, $b = 39,400 \text{ cm}^3/\text{mol}$). Wartość ciśnienia otrzymana doświadczalnie wynosi ok. $40,50 \cdot 10^6 \text{ Pa}$.
65. W naczyniu o objętości $1,000 \text{ dm}^3$ umieszczono $5,000$ moli 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 H_2 i atom He mają jednakową liczbę elektronów. Na podstawie parametrów równania Van der Waalsa dla H_2 i He określ jak się ma średni promień cząsteczki wodoru do promienia atomu helu ($r_H < r_{He}$ lub $r_H > r_{He}$).

Odpowiedzi do zadań z rozdziału 2.

- 17,1 moli
- 33,4 g
- a) $254,55 \text{ dm}^3$; b) $14,3 \text{ dm}^3$;
c) $103,2 \text{ dm}^3$; d) $280,8 \text{ dm}^3$;
- $1,47 \cdot 10^5 \text{ Pa}$;
- 499 cm^3 ;
- $5,71 \text{ m}^3$;
- $39,948 \text{ g/mol}$: Argon;
- $3,03 \cdot 10^{22}$;
- 659 m^3 ;
- $3,05 \cdot 10^{23}$;
- $4,00 \text{ dm}^3$;
- $7,42 \cdot 10^4 \text{ Pa}$;
- $229,65 \text{ K}$;
- $28,02 \text{ dm}^3$;
- a) $11,21 \text{ dm}^3$; b) $5,60 \cdot 10^3 \text{ dm}^3$; c) $2,00 \text{ dm}^3$;
- $6,70 \text{ mola CO}$ i $3,35 \text{ mola O}_2$;
- $70,08 \text{ g}$;
- a) $105,84 \text{ g}$, b) $2,28 \cdot 10^{24}$ cząsteczek;
- $202,7 \text{ g}$;
- 114 dm^3
- $1,875 \cdot 10^{-2} \text{ mola}$; $0,600 \text{ g}$;
- $1,03 \cdot 10^{23}$ atomów; $1,915 \text{ dm}^3$;
- $28,8 \text{ g/mol}$
- $0,095 \text{ mol/dm}^3$; $3,05 \text{ g/dm}^3$;
- $1,37 \cdot 10^4 \text{ Pa}$, $0,176 \text{ kg/m}^3$;
- $2,00 \text{ dm}^3$;
- 648 K
- $1,92 \text{ mola CO}_2$ i $2,11 \text{ mola SO}_2$
- $14,3 \text{ g CH}_4$, 281 K
- $10,5 \text{ m}^3$;
- $\text{N}_2 - 2,14 \cdot 10^5 \text{ Pa}$,
 $\text{CO}_2 - 7,36 \cdot 10^5 \text{ Pa}$;
- $1,36 \cdot 10^6 \text{ Pa}$;
- $p_{\text{azotu}} = 4,09 \cdot 10^4 \text{ Pa}$,
 $p_{\text{argonu}} = 6,64 \cdot 10^4 \text{ Pa}$,
 $p_{\text{tlenu}} = 3,58 \cdot 10^4 \text{ Pa}$
 $p_c = 1,43 \cdot 10^5 \text{ Pa}$;
- $1,22 \cdot 10^6 \text{ Pa}$;
- $1,26 \cdot 10^6 \text{ Pa}$;
- $74,7 \text{ g/mol}$;
- $\Delta p = 1/6 p_0$;
- $53,03 \text{ g/mol}$;
- $71,74 \text{ g/mol}$, $2,48$, $5,31 \text{ g}$;
- $1,00 \cdot 10^6 \text{ Pa}$;
- a) $1,517$, b) $0,587$, c) $0,552$, d) $2,448$, e) $3,414$, f) $2,207$, g) $1,172$, h) $1,517$;
- $1,00 \text{ atm}$.

43. $9,68 \cdot 10^5$ Pa;
44. $5,30 \cdot 10^5$ Pa;
45. $0,302 \text{ g/cm}^3$;
46. 0,882 g;
47. $1,226 \cdot 10^5$ Pa;
48. 1,55
49. 58,0 g/mol;
50. 5,56 g;
51. 50,0 % CH₄, 50,0 % C₂H₄;
52. $80,0 \text{ cm}^3$;
53. 33,3% H₂, 50,0% CO, 16,7% CO₂;
54. 37,5% C₂H₆, 62,5% C₂H₂;
55. 0,078 %;
56. 0,38 %;
57. 8 : 3;
58. 83,63 % C, 0,157 % S;
59. 79,9 % Cu, 20,1 % O;
60. 24,10 g/mol, 12,05;
61. $8,47 \text{ cm}^3$ (CN)₂, $9,56 \text{ cm}^3$ NH₃, $16,5 \text{ cm}^3$ C₂H₂, $65,4 \text{ cm}^3$ O₂;
62. 57,87 g/mol
63. $V_{\text{Clapeyron}} = 0,335 \text{ dm}^3$,
 $V_{\text{Van der Waals}} = 0,281 \text{ dm}^3$;
64. a) $32,30 \cdot 10^6$ Pa, b) $45,6 \cdot 10^6$ Pa;
65. $p_{\text{Clapeyron}} = 1,039 \cdot 10^7$ Pa,
 $p_{\text{Van der Waals}} = 1,292 \cdot 10^7$ Pa;
66. $r_{\text{H}} > r_{\text{He}}$