

Podstawy Obliczeń Chemicznych

Korekta z dnia 2.01.2012.

Autor rozdziału: Agnieszka Pladzyk

Rozdział 3: Stechiometria wzorów chemicznych i mieszanin

3.1. Podstawowe prawa stechiometrii

3.2. Wyznaczanie składu wagowego związku na podstawie wzoru chemicznego

3.3. Wyznaczanie wzoru chemicznego ze znajomości składu wagowego związku

3.4. Wyprowadzanie wzorów rzeczywistych związków chemicznych

3.5. Stechiometria mieszanin

3.1. Podstawowe prawa stechiometrii

W chemii dokonuje się szeregu obliczeń, w tym opartych o prawa chemiczne, wzory sumaryczne oraz zbilansowane równania reakcji chemicznych, zarówno dla czystych substancji (związków chemicznych), jak i ich mieszanin. Obliczenia tych typów nazywamy obliczeniami stechiometrycznymi, a cały dział tych obliczeń – *stechiometrią* (z języka greckiego: *stoicheion* oznacza pierwiastek, lub materię podstawową; *meteo* – mierzę).

Prawa chemiczne oraz prawa gazowe, wykorzystywane w stechiometrii, to jedne z pierwszych praw chemicznych; zostały odkryte w XVIII i pierwszej połowie XIX wieku. Po sformułowaniu nowoczesnej atomistycznej teorii budowy materii przez Daltona, większość z nich stała się na gruncie tej teorii oczywista. Podobnie zresztą stało się z cząstkowymi prawami gazowymi odkrytymi w tym samym okresie, które po sformułowaniu prawa stanu gazu doskonałego przez Clapeyrona też stały się oczywiste.

Bardzo często prawa chemiczne wykorzystujemy w obliczeniach stechiometrycznych bez ich wyraźnego artykułowania, jak gdyby „na skróty”. Jednak to co jest oczywiste, choćby dla trochę bardziej doświadczonego w obliczeniach stechiometrycznych ucznia czy studenta, może być trudne do zrozumienia i przyswojenia na początku tej drogi. Dlatego też warto, choćby skrótowo, przedstawić te prawa na początku działu zajmującego się stechiometrią.

Prawo zachowania masy

Prawo to sformułowali **M. W. Łomonosow** (1744 r.) i nieco później **A. L. Lavoisier** (1785 r.). Prawo zachowania masy stwierdza, że masa substratów w reakcji chemicznej równa jest masie jej produktów (czyli masa substancji biorących udział w reakcji chemicznej nie zmienia się). Zatem jeżeli masy substratów A i B oznaczymy jako m_A i m_B zaś masy produktów C i D jako m_C i m_D , wówczas $m_A + m_B = m_C + m_D$.

Z prawem zachowania masy wiąże się konieczność bilansowania równań reakcji chemicznych, czyli dobierania współczynników stechiometrycznych w taki sposób, aby liczba (ilość moli) atomów danego pierwiastka po obu stronach równania była taka sama.

Prawo stosunków stałych

Jest to fundamentalne prawo chemiczne, które zauważył i sformułował **Joseph Louis Proust** w 1799 roku. Prawo stosunków stałych mówi o tym, że każdy związek chemiczny niezależnie od jego pochodzenia albo metody otrzymywania posiada stały i charakterystyczny skład jakościowy i ilościowy.

Samo prawo możemy najprościej pokazać na przykładzie cząsteczki wody, która niezależnie gdzie występuje ma zawsze stały skład, a więc składa się z wodoru i tlenu w stosunku wagowych 1:8 (*warto dodać, że po odkryciu izotopów na początku XX wieku oraz przemian promieniotwórczych można się doszukać szczególnych przypadków, w których to prawo nie jest spełnione idealnie, ale wyjątki zawsze potwierdzają dobrą regułę*).

Prawo stosunków wielokrotnych

Prawo zostało odkryte przez **Johna Daltona** w 1804 r. Prawo to stwierdza, że jeżeli dwa pierwiastki tworzą ze sobą więcej niż jeden związek chemiczny to masy jednego pierwiastka przypadające na taką samą masę drugiego pierwiastka mają się do siebie jak niewielkie liczby całkowite.

Wyjaśnijmy to na przykładzie tlenków węgla; węgiel i tlen tworzą dwa tlenki: CO i CO₂. W tych tlenkach węgla na 12 g węgla przypada odpowiednio 16 i 32 g tlenu. Wzajemny stosunek mas tlenu związanego z jednakową ilością węgla wynosi odpowiednio: 1 i 2.

Prawa gazowe wykorzystywane w obliczeniach stechiometrycznych zostały omówione w Rozdziale 2: Gazy.

3.2. Wyznaczanie składu wagowego związku na podstawie wzoru chemicznego

Wzór chemiczny jest sposobem zapisu w chemii podającym zarówno ilościowy jak i jakościowy skład związku chemicznego, czyli określającym liczbę i rodzaj atomów pierwiastków budujących dany związek chemiczny. Do celów obliczeń stechiometrycznych wzory chemiczne dzielimy na dwie grupy:

1. Wzory empiryczne, wyrażające proporcje ilościowe atomów przez najmniejsze liczby całkowite, np.: KCl, CaCl₂, AlCl₃, HgNO₃, CH₂O, HCO₂, C₂H₅,
2. Wzory rzeczywiste, które wyrażają rzeczywisty skład cząsteczek związków o budowie kowalencyjnej, np.: Hg₂(NO₃)₂, CH₂O, HCO₂ (HCOOH), H₂C₂O₄ (wzór często zapisywany w formie (COOH)₂ lub C₂H₄O₂), C₆H₁₂O₆ (lub C₆(H₂O)₆), C₆H₆, C₄H₁₀.

Obliczenia w tym podrozdziale można prowadzić na podstawie obu powyższych typów wzorów chemicznych.

Na podstawie wzoru chemicznego możemy ustalić wzajemne proporcje wagowe pierwiastków tworzących dany związek, wyrażane najczęściej przez udział masy (nazywany również udziałem wagowym) składnika (pierwiastka) danego związku chemicznego lub przez skład procentowy masowy (wagowy) **p_i**, który jest po prostu udziałem masowym **u_{mi}** danego składnika pomnożonym przez **100**. Aby odróżnić wszystkie wersje jednostek opartych o udziały masowe, nadaje się im (za wyjątkiem udziału masowego) bezwymiarowe jednostki, np.: procenty %, **ppm**, czy **ppb**.

$$p_i = u_{mi} \cdot 100 = \frac{m_i}{m} \cdot 100 \quad [\%] \quad (4.1)$$

gdzie: m_i – masa składnika **i**
 m – masa próbki

Udział masowy jest więc liczbą gramów (lub innych jednostek masy) składnika w 1 gramie (jednostce masy) substancji, a **procent masowy** liczbą gramów (jednostek masy) składnika w 100 gramach (jednostkach masy) substancji. Będzie to można praktycznie wykorzystać w obliczeniach wykonując „w locie” (czyli przekształcając w pamięci) procenty masowe na udziały masowe lub odwrotnie.

Korzystając z tego ogólnego wzoru, możemy wyprowadzić sobie wzory do obliczeń zawartości procentowej pierwiastków A, B i C (**p_A**, **p_B**, **p_C**) w związku o wzorze ogólnym A_xB_yC_z korzystamy z następujących wzorów:

$$\begin{aligned} p_A &= \frac{x \cdot M_A}{M_{A_x B_y C_z}} \cdot 100\% \\ p_B &= \frac{y \cdot M_B}{M_{A_x B_y C_z}} \cdot 100\% \\ p_C &= \frac{z \cdot M_C}{M_{A_x B_y C_z}} \cdot 100\% \end{aligned} \quad (4.2)$$

gdzie: $M_{A_x B_y C_z}$ – masa molowa związku A_xB_yC_z

M_A , M_B , M_C – masy atomowe pierwiastków A, B i C

x , y , z – liczby atomów poszczególnych pierwiastków we wzorze związku

Przykład 3.1. Wyznaczanie procentowej zawartości pierwiastków na podstawie wzoru chemicznego

Obliczyć zawartość procentową pierwiastków w wodorosiarczanie(VI) wapnia $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$.

Plan. Przeliczamy liczby atomów (mole atomów) na masy moli atomów, a następnie odnosząc obliczone masy do masy wzoru stechiometrycznego przeliczamy je na procentową zawartość pierwiastków.

Rozwiązanie. Wzór wodorosiarczany (VI) wapnia $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ mówi nam o tym, że w skład tej soli wchodzi wapń, wodór, siarka i tlen. Ze wzoru wynika również, że na jeden mol związku przypada 1 mol atomów wapnia, 2 mole atomów wodoru, 8 moli atomów tlenu oraz 2 mole atomów siarki, czyli wzór tego związku do obliczeń stechiometrycznych moglibyśmy zapisać jako $\text{CaH}_2\text{O}_8\text{S}_2$ (we wzorze czysto sumarycznym związku nieorganicznego zapisujemy pierwiastki w kolejności alfabetycznej).

W oparciu o masy atomowe poszczególnych pierwiastków:

$M_{\text{Ca}} = 40,08 \text{ g/mol}$ $M_{\text{H}} = 1,01 \text{ g/mol}$ $M_{\text{S}} = 32,06 \text{ g/mol}$ $M_{\text{O}} = 16,00 \text{ g/mol}$,
możemy obliczyć masę molową naszej soli:

$$M(\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2) = 40,08 + 2 \cdot 1,01 + 2 \cdot 32,06 + 8 \cdot 16,00 = 234,22 \text{ g/mol}$$

Znając masę molową soli oraz udziały masowe poszczególnych pierwiastków możemy wyliczyć ich skład procentowy, który wynosi:

$$p_{\text{Ca}} = \frac{40,08}{234,22} \cdot 100\% = 17,11\% \qquad p_{\text{S}} = \frac{2 \cdot 32,06}{234,22} \cdot 100\% = 27,38\%$$
$$p_{\text{H}} = \frac{2 \cdot 1,01}{234,22} \cdot 100\% = 0,86\% \qquad p_{\text{O}} = \frac{8 \cdot 16,00}{234,22} \cdot 100\% = 54,65\%$$

Odpowiedź. Zawartości poszczególnych pierwiastków w $\text{Ca}(\text{HSO}_4)_2$ wynoszą: **17,11 % Ca, 27,38 % S, 0,86 % H i 54,65 % O.**

Oprócz procentowej zawartości pierwiastków w związku chemicznym możemy również wyliczać procentową zawartość grup pierwiastków w tym związku, szczególnie często będzie dotyczyło to hydratów różnych związków. Będzie to również szeroko wykorzystywane w następnych rozdziałach pt.: Stechiometria Reakcji Chemicznych oraz Stężenia.

Przykład 3.2. Wyznaczanie procentowej zawartości grup atomów w cząsteczce związku chemicznego

Obliczyć procentową zawartość trójtlenku siarki SO_3 w kwasie siarkowym(VI) H_2SO_4 .

Plan. Obliczamy masę grupy atomów (S+3O) w kwasie siarkowym, a następnie przeliczamy ją na procentową zawartość.

Rozwiązanie. Z punktu widzenia stechiometrii wzór kwasu siarkowego można przedstawić również w innych równoważnych postaciach, np.: $\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ albo $\text{H}_2\text{S} \cdot 2\text{O}_2$. Z pierwszego z tych wzorów wynika, że cząsteczka kwasu siarkowego składa się formalnie z 1 cząsteczki SO_3 i 1 cząsteczki wody.

W oparciu o masy atomowe pierwiastków obliczamy masy cząsteczkowe H_2SO_4 i SO_3 :

$$M_{\text{S}} = 32,06 \qquad M_{\text{H}} = 1,01 \qquad M_{\text{O}} = 16,00$$
$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1,01 + 32,06 + 4 \cdot 16,00 = 98,08 \text{ g/mol},$$
$$M(\text{SO}_3) = 32,06 + 3 \cdot 16,00 = 80,06 \text{ g/mol}.$$

Następnie, korzystając z definicji stężenia procentowego możemy obliczyć % zawartość SO_3 :

$$p_{\text{SO}_3} = \frac{80,06}{98,08} \cdot 100\% = 81,63\%$$

Odpowiedź. W kwasie siarkowym(VI) znajduje się **81,63 % trójtlenku siarki.**

Przykład 3.3. Wyznaczanie procentowej zawartości grup atomów w hydracie związku chemicznego

Jeden z hydratów siarczanu(VI) miedzi(II) ma wzór $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Obliczyć zawartość procentową bezwodnego CuSO_4 i wody w tym hydracie.

Plan. Podobnie jak w przykładzie 3.2, obliczamy masę pięciu moli cząsteczek H_2O i przeliczamy na procentową zawartość w $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Rozwiązanie.

$$M_{\text{Cu}} = 63,54 \text{ g/mol} \quad M_{\text{H}} = 1,01 \text{ g/mol} \quad M_{\text{S}} = 32,06 \text{ g/mol} \quad M_{\text{O}} = 16,00 \text{ g/mol},$$

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 63,54 + 32,06 + 10 \cdot 1,01 + 9 \cdot 16,00 = 249,70 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{CuSO}_4) = 63,54 + 32,06 + 4 \cdot 16,00 = 159,60 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 16,00 + 4 \cdot 1,01 = 18,02$$

$$p_{\text{CuSO}_4} = \frac{159,60}{249,70} \cdot 100\% = 63,92\%$$

$$p_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{5 \cdot 18,02}{249,70} \cdot 100\% = 36,08\%$$

Oczywiście, w przypadku obliczania obecności tylko dwóch składników w czystej substancji można policzyć zawartość drugiego składnika jako dopełnienie do 100 %

$$p(\text{H}_2\text{O}) = 100,00 - 63,92 = 36,08\%$$

Odpowiedź. W $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ znajduje się **63,92 % CuSO_4** oraz **36,08 % wody.**

Analogiczne obliczenia możemy prowadzić również dla próbek zanieczyszczonych, pod warunkiem, że zanieczyszczenie nie zawiera tego składnika, (pierwiastka lub związku) dla którego obliczamy zawartość procentową.

Przykład 3.4. Obliczanie procentowej zawartości pierwiastka (lub pierwiastków) w zanieczyszczonej próbce

Obliczyć zawartość procentową siarki w złożu, które zawiera 80,0 % chalkopiryty CuFeS_2 .

Plan. Obliczamy procentową zawartość siarki w czystym chalkopirycie, a następnie obniżamy ją do 80,0 %.

Rozwiązanie. Na podstawie mas atomowych pierwiastków :

$$M_{\text{Cu}} = 63,55$$

$$M_{\text{Fe}} = 55,84$$

$$M_{\text{S}} = 32,06$$

obliczamy masę molową CuFeS_2 :

$$M(\text{CuFeS}_2) = 63,55 + 55,84 + 2 \cdot 32,06 = 183,51 \text{ g/mol},$$

Z kolei obliczamy procentową zawartość siarki w czystym chalkopirycie, a następnie mnożymy uzyskany wynik przez współczynnik skali $80,0/100=0,800$ zmniejszający zawartość chalkopiryty, a tym samym i siarki w złożu do 80,0 % (współczynnik skali jest w tym przypadku udziałem masowym czystego związku w próbce):

$$p_{\text{S}}(80,0\% \text{ CuFeS}_2) = \frac{0,800 \cdot 2 \cdot 32,06}{183,51} \cdot 100\% = 28,0\%$$

Odpowiedź. Zawartość siarki w 80,0 % chalkopirycie wynosi **28,0 %.**

Znając procentową zawartość danego składnika (pierwiastka) w związku chemicznym można policzyć zawartość tego składnika w masie innej niż 100 g.

Przykład 3.5. Obliczanie masowej zawartości pierwiastka (lub pierwiastków) w związku chemicznym

Ile gramów kobaltu zawiera 1000 g czystego węglanu kobaltu(II) CoCO_3 ?

Plan. Wyznaczamy masę kobaltu w jednostce stechiometrycznej, a następnie przeliczamy (skalujemy) tę masę do masy próbki lub obliczamy procentową zawartość kobaltu w jego związku, a następnie wyliczamy mnożnik wynikający z liczby 100 gramowych porcji zawartych w masie próbki

Rozwiązanie – sposób 1. Obliczamy masę cząsteczkową CoCO_3

$$M_{\text{Co}} = 58,93 \qquad M_{\text{C}} = 12,01 \qquad M_{\text{O}} = 16,00$$

$$M(\text{CoCO}_3) = 58,93 + 12,01 + 3 \cdot 16,00 = 118,94 \text{ g/mol}$$

a następnie udział wagowy kobaltu w masie cząsteczkowej:

$$u_m(\text{Co}) = 58,93/118,94 = 0,49546$$

Udział masowy jest to zawartość kobaltu w 1 g próbki, wobec tego masę kobaltu obliczamy mnożąc udział wagowy kobaltu przez masę próbki m_{pr} .

$$m(\text{Co}) = u_m(\text{Co}) \cdot m_{\text{pr}} = 0,49546 \cdot 1000 = 495,5 \text{ g}$$

Rozwiązanie – sposób 2. Identycznie, jak w przykładzie 3.4 obliczamy procentową zawartość kobaltu w jego związku, a następnie wyliczamy mnożnik wynikający z liczby 100 gramowych porcji zawartych w masie próbki czyli $1000/100=10,00$

$$\% \text{Co} = \frac{58,93}{118,94} \cdot 100 = 49,546\%$$

$$m(\text{Co}) = 10,0 \cdot 49,546 = 495,46 \text{ g}$$

Odpowiedź. W 1000 g CoCO_3 znajduje się **495,5 g kobaltu**.

Przykład 3.6. Obliczanie masowej zawartości pierwiastka (lub pierwiastków) w zanieczyszczonej próbce

Obliczyć masę azotu w 350 g saletry amonowej, która zawiera 95,2% wag. NH_4NO_3 .

Plan. Jest to połączenie idei dwóch poprzednich zadań. Z jednej strony próbka nie jest zupełnie czysta (zawiera tylko 95,2 % związku, a zanieczyszczenia nie zawierają azotu); z drugiej strony masa próbki jest inna od 100 gramów – trzeba więc policzyć drugi współczynnik skali. Współczynniki skali zawsze mnoży się bez względu na ich liczbę.

Rozwiązanie

$$M_{\text{N}} = 14,01 \qquad M_{\text{H}} = 1,01 \qquad M_{\text{O}} = 16,00$$

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 2 \cdot 14,01 + 4 \cdot 1,01 + 3 \cdot 16,00 = 80,06 \text{ g/mol}$$

$$m_{\text{N}} (\text{w } 350 \text{ g } 95,2 \% \text{ NH}_4\text{NO}_3) = \frac{0,952 \cdot 3,50 \cdot 28,02}{80,06} \cdot 100 = 116,62 \text{ g}$$

Odpowiedź. W 350 g 95,2% saletry amonowej znajduje się **116,62 g azotu**.

3.3. Wyznaczanie wzoru chemicznego ze znajomości składu wagowego związku

Na podstawie obliczeń z wykorzystaniem składu masowego (wagowego) związku (najczęściej procentowej zawartości składników w tym związku) możemy w ogólnym przypadku wyznaczyć wzór empiryczny tego związku a nie wzór rzeczywisty. Wynika to z nieodwracalności prawa stałości składu. Związek chemiczny, który zawiera np.: 85,7% węgla i 14,3% wodoru posiada wzór empiryczny CH_2 , który nie odpowiada żadnemu trwałemu związkowi chemicznemu. Ten wzór empiryczny obejmuje wiele związków; może

być zarówno etenem C_2H_4 , propenem C_3H_6 , cyklopropanem C_3H_6 czy butenem C_4H_8 (wymieniając tylko kilka pierwszych możliwości). Bez dodatkowych informacji nie jesteśmy w stanie określić, który wzór sumaryczny z wielu możliwych (C_2H_4 , C_3H_6 , C_4H_8 , itd.) jest prawdziwy, czyli rzeczywisty. Dlatego też w celu możliwości obliczenia wzoru rzeczywistego podaje się dodatkowo masę cząsteczkową związku, bądź takie dane dodatkowe, które pozwalają ją obliczyć. W przypadku niektórych związków organicznych należących do szeregu homologicznego związków nasyconych poprawnie obliczony wzór empiryczny jest również wzorem rzeczywistym (np.: C_2H_6O , C_3H_8 , $C_5H_{12}O$)

Wzór uproszczony (empiryczny) związku chemicznego oblicza się, dzieląc procentowe zawartości pierwiastków wchodzących w skład związku przez ich masy molowe otrzymując stosunki moli atomów występujących w danym związku, zazwyczaj w postaci liczb rzeczywistych (opuszczając mole uzyskujemy liczby atomów, przy czym nie musimy wykonywać żadnych obliczeń, gdyż stosunki liczb moli i stosunki liczb atomów są takie same). Ponieważ atomy są niepodzielne, należy podać obliczone ilości atomów w liczbach całkowitych. W tym celu wartości ułamkowe dzieli się przez najmniejszą wartość występującą w danym stosunku. (czyli sprowadza się jedną z tych liczb do jedności). Jeśli nie uzyska się w ten sposób wszystkich liczb całkowitych to próbujemy je uzyskać mnożąc uzyskane stosunki atomów przez kolejne liczby całkowite rozpoczynając od 2, aż do skutku. W czasie tego działania należy jednak brać pod uwagę fakt, że nasze zawartości procentowe pierwiastków są obarczone pewnym niewielkim błędem (od kilku setnych do około 1 %). Należy również pamiętać o tym, że zawartość tlenu w związku nie bywa zazwyczaj mierzona, a jest wyliczana jako dopełnienie do 100 % i może posiadać skumulowany błąd nawet kilkakrotnie większy niż oznaczone wartości dla pozostałych pierwiastków (w zbiorach zadań zawartości procentowe pierwiastków są zazwyczaj wyidealizowane, co przy prawidłowym postępowaniu nie stwarza problemów z zaokrągleniem stosunków atomów do liczb całkowitych).

Tylko w nielicznych przypadkach otrzymany wzór empiryczny będzie jednocześnie wzorem rzeczywistym:

- 1) wtedy, kiedy we wzorze rzeczywistym występuje 1 atom danego pierwiastka, np. w Na_2SO_4 występuje jeden atom siarki,
- 2) w przypadku części związków organicznych należących do szeregów homologicznych związków nasyconych, np. CH_4O , C_3H_8 .

Na podstawie wyznaczonego wzoru rzeczywistego nie jesteśmy jednak w stanie rozstrzygnąć problemu ewentualnej izomerii, np. związek o wzorze C_2H_6O może posiadać dwa wzory strukturalne: CH_3OCH_3 lub (ten bardziej znany) C_2H_5OH .

Przykład 3.7. Obliczanie wzoru empirycznego na podstawie procentowej zawartości pierwiastków

Podać najprostszy wzór chemiczny związku o następującym składzie procentowym: 44,87 % potasu, 18,40 % siarki i 36,73 % tlenu.

Plan. Przeliczamy procentową zawartość pierwiastków na mole atomów pierwiastków, a następnie skalujemy otrzymane liczby moli atomów do liczb całkowitych.

Rozwiązanie. Masy atomowe pierwiastków, które wchodzi w skład związku $K_xS_yO_z$ są następujące: K - 39,09; S - 32,06; O - 16,00.

100 gramów tego związku zawiera:

$$44,87 \text{ g potasu, czyli } n_K = \frac{44,87 \text{ g}}{39,09 \text{ g/mol}} = 1,148 \text{ mola}$$

$$18,40 \text{ g siarki, czyli } n_s = \frac{18,40 \text{ g}}{32,06 \text{ g/mol}} = 0,573 \text{ mola}$$

$$36,73 \text{ g tlenu, czyli } n_o = \frac{36,73 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 2,295 \text{ mola}$$

Otrzymane liczby ułamkowe podają nam stosunki atomowe pierwiastków wchodzących w skład związku: $K_{1,148}S_{0,573}O_{2,295}$. Otrzymane wartości ułamkowe należy teraz podzielić przez najmniejszą liczbę występującą w tym stosunku, czyli w naszym przypadku 0,573. Otrzymane liczby zaokrąglamy do najbliższych liczb całkowitych, jeśli tylko nieznacznie różnią się od nich:

$$K \quad \frac{1,148}{0,573} = 2,003 \approx 2 \quad S \quad \frac{0,573}{0,573} = 1 \quad O \quad \frac{2,295}{0,573} = 4,005 \approx 4$$

$$K:S:O = 2,003:1:4,005 = 2:1:4$$

Odpowiedź. Najprostszy wzór chemiczny tego związku ma postać: K_2SO_4 .

Przykład 3.8. Wyznaczanie wzoru tlenkowego na podstawie procentowej zawartości tlenków w minerale

Obliczyć wzór minerału, którego skład wagowy wynosi: 12,96 % Na_2O , 11,72 % CaO , 75,32 % SiO_2

Plan. Przeliczamy procentowe zawartości tlenków w minerale na liczby moli, a następnie sprowadzamy je do najmniejszych liczb całkowitych.

Rozwiązanie. Wzór minerału można zapisać jak $xNa_2O \cdot yCaO \cdot zSiO_2$.

Masy atomowe pierwiastków:

$$M_{Na} = 22,99$$

$$M_{Ca} = 40,08$$

$$M_{Si} = 28,09$$

$$M_O = 16,00$$

Masy molowe tlenków:

$$M(Na_2O) = 61,98$$

$$M(CaO) = 56,08$$

$$M(SiO_2) = 60,09$$

Ilości poszczególnych tlenków w 100 gramach minerału wynoszą:

$$12,96 \text{ g } Na_2O, 11,72 \text{ g } CaO \text{ oraz } 75,32 \text{ g } SiO_2$$

Liczby moli tlenków wynoszą:

$$n_{Na_2O} = \frac{12,96 \text{ g}}{61,98 \text{ g/mol}} = 0,2091 \text{ mola}$$

$$n_{CaO} = \frac{11,72 \text{ g}}{56,08 \text{ g/mol}} = 0,2090 \text{ mola}$$

$$n_{SiO_2} = \frac{75,32 \text{ g}}{60,09 \text{ g/mol}} = 1,253 \text{ mola}$$

Stąd:

$$x:y:z = 0,2091:0,2090:1,253 = 1:1:6$$

Odpowiedź. Wzór minerału przedstawia się następująco: $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$.

Przykład 3.9. Wyznaczanie wzoru uproszczonego związku organicznego na podstawie analizy spaleniwowej

Podczas spalania 1,280 g pewnej substancji organicznej, zawierającej węgiel, wodór i tlen, otrzymano 1,760 g CO_2 i 1,440 g H_2O . Wyprowadzić uproszczony wzór tej substancji.

Plan. Przeliczamy otrzymane masy CO_2 i H_2O na masy węgla i wodoru. Jeśli suma tych mas nie równa się masie próbki przyjmujemy, że pozostała część próbki stanowi tlen. Dalsza część

zadania polega na znalezieniu liczby moli odpowiadających zawartości poszczególnych pierwiastków i sprowadzeniu ich do najmniejszych liczb całkowitych.

Rozwiązanie. Obliczamy masę węgla, wodoru i tlenu w badanej próbce. Węgiel wchodzi w skład dwutlenku węgla, zaś wodór w skład wody. Masa tlenu równa jest różnicy masy próbki i węgla z wodorem.

Masy atomowe pierwiastków:

$$M_C = 12,01$$

$$M_H = 1,01$$

$$M_O = 16,00$$

Masy molowe produktów:

$$M(\text{CO}_2) = 44,01$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02$$

Obliczamy masy: węgla, wodoru i tlenu w spalonej próbce:

$$m_C = \frac{1,76 \cdot 12,01}{44,01} = 0,480 \text{ g}$$

$$m_H = \frac{1,44 \cdot 2 \cdot 1,01}{18,02} = 0,161 \text{ g}$$

Zatem masa tlenu będzie wynosić:

$$m_O = 1,280 - (0,480 + 0,161) = 0,639 \text{ g}$$

Poszukiwany wzór związku zapiszmy w postaci $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$. Współczynniki z tego wzoru x , y i z są równe liczbie moli poszczególnych pierwiastków. Liczby moli atomów możemy obliczyć z obliczonych mas pierwiastków, bądź w przypadku CO_2 i H_2O bezpośrednio z mas tych związków (w ten sposób minimalizujemy ew. błędy zaokrągleń dla C i H):

$$n_C = \frac{0,480 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 0,0400 \text{ moli} \quad \text{lub} \quad n_C = \frac{1,760 \text{ g}}{44,01 \text{ g/mol}} = 0,0400 \text{ moli}$$

$$n_H = \frac{0,161 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 0,159 \text{ moli} \quad \text{lub} \quad n_H = \frac{1,440 \cdot 2 \text{ g}}{18,02 \text{ g/mol}} = 0,160 \text{ moli}$$

$$n_O = \frac{0,639 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 0,0399 \text{ moli}$$

Ilości moli atomów węgla i tlenu są bardzo do siebie zbliżone, ale pamiętając o ew. większym błędzie przy wyznaczeniu masy tlenu, lepiej jest podzielić wszystkie liczby przez liczbę moli atomów węgla:

$$x:y:z = n_C:n_H:n_O = 0,0400:0,160:0,0399 = 1:4:1$$

Odpowiedź. Uproszczone wzór badanego związku ma postać CH_4O (odpowiada on tylko jednemu związkowi chemicznemu – metanolowi CH_3OH , czyli jest jednocześnie wzorem rzeczywistym).

3.4. Wyprowadzanie wzorów rzeczywistych związków chemicznych.

Przy wyprowadzaniu rzeczywistych, czyli cząsteczkowych wzorów poza składem danego związku należy jeszcze znać jego masę cząsteczkową. W obliczeniach postępujemy podobnie, jak przy wyznaczeniu wzoru empirycznego. Po jego wyznaczeniu wyliczamy masę „cząsteczkową” wzoru empirycznego, a następnie sprawdzamy, ile razy trzeba pomnożyć tę masę, by otrzymać rzeczywistą masę cząsteczkową. Należy przy tym pamiętać, że wiele metod daje masy cząsteczkowe obarczone nawet kilkuprocentowym błędem, a więc otrzymany mnożnik zaokrąglamy do najbliższej liczby całkowitej.

Zamiast przybliżonej lub dokładnej masy cząsteczkowej w zadaniach mogą wystąpić dane, pozwalające ją wyznaczyć. Zazwyczaj w zadaniach korzysta się z danych ebulliometrycznych lub kriometrycznych albo z praw gazowych. Do celów wyznaczenia

przybliżonej masy cząsteczkowej z praw gazowych zupełnie wystarcza użycie równania stanu gazu doskonałego (równanie Clapeyrona).

Przykład 3.10. Wyznaczanie wzoru rzeczywistego na podstawie składu procentowego i masy cząsteczkowej związku

Pewien węglowodór zawiera 85,72 % wag. węgla i 14,28 % wag. wodoru. Wyprowadzić rzeczywisty wzór tego węglowodoru oraz określić jego dokładną masę cząsteczkową, jeżeli jego przybliżona masa cząsteczkowa wynosi około 84 g/mol.

Plan. Najpierw musimy wyprowadzić wzór uproszczony C_xH_y identycznie, jak w poprzednich przykładach, a następnie korzystając z przybliżonej masy cząsteczkowej obliczamy wzór rzeczywisty.

Rozwiązanie. Na podstawie procentowej zawartości pierwiastków w badanym związku i ich mas atomowych ($M_C = 12,01$, $M_H = 1,0$) wyliczamy liczby moli atomów:

$$n_C = \frac{85,72 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 7,137 \text{ moli}$$

$$n_H = \frac{14,28 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 14,14 \text{ moli}$$

a następnie stosunek moli atomów:

$$x:y = 7,137:14,28 = 1:2$$

Zatem uproszczony wzór węglowodoru ma postać CH_2 .

Masa molowa wyliczona dla tego wzoru wynosi 14,02 g/mol.

Wartość doświadczalna masy cząsteczkowej jest w przybliżeniu sześciokrotnie większa ($84/14,04 = 5,99 = 6$), zatem wzór rzeczywisty ma postać C_6H_{12} i masę cząsteczkową 84,12.

Odpowiedź. Rzeczywisty wzór węglowodoru ma postać C_6H_{12} .

Przykład 3.11. Wyznaczanie wzoru rzeczywistego na podstawie znanego składu masowego i masy cząsteczkowej związku

W pewnym tlenku azotu na 2,10 g azotu przypada 3,60 g tlenu. Masa molowa tego tlenku wynosi około 76 g/mol. Wyprowadzić jego wzór rzeczywisty.

Rozwiązanie. Dla wzoru N_xO_y należy wyliczyć stosunek $x : y$. Na podstawie mas atomowych azotu i tlenu obliczamy liczby moli atomów zawarte w naszych danych do zadania:

$$M_N = 14,01 \qquad M_O = 16,00$$

$$n_N = \frac{2,10 \text{ g}}{14,01 \text{ g/mol}} = 0,150 \text{ moli}$$

$$n_O = \frac{3,60 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 0,225 \text{ moli}$$

a następnie wyznaczamy stosunek moli atomów N do O i sprowadzamy go do najmniejszych liczb całkowitych:

$$x:y = n_O:n_N = 0,150:0,225 = 1:1,5 = 2:3$$

Zatem wzór uproszczony tlenku azotu ma postać N_2O_3 . Masa molowa obliczona na podstawie tego wzoru wynosi: $2 \cdot 14,01 + 3 \cdot 16,00 = 76,02$ g/mol. Wzór uproszczony jest więc jednocześnie wzorem rzeczywistym.

Odpowiedź: Wzór rzeczywisty ma postać N_2O_3 .

Przykład 3.12. Wyznaczanie wzoru rzeczywistego na podstawie składu procentowego i masy cząsteczkowej związku, którą trzeba wyznaczyć z praw gazowych

Związek organiczny zawiera 48,65 % wag. węgla i 8,16 % wag. wodoru, resztę stanowi tlen. Gęstość bezwzględna par tego związku wynosi 6,44 g/dm³ w warunkach standardowych. Proszę wyprowadzić jego wzór cząsteczkowy.

Plan. Wyznaczamy wzór empiryczny związku na podstawie składu procentowego pierwiastków w związku, z kolei wyznaczamy masę cząsteczkową związku z gęstości par na podstawie równania stanu gazu doskonałego (*popelniamy tutaj kilkuprocentowy błąd stosując równanie stanu gazu doskonałego, ale wystarcza nam zupełnie przybliżona masa cząsteczkowa, a obliczenia w tym przypadku są dużo prostsze niż w przy użyciu równania Van der Waalsa*), a na końcu wyznaczamy mnożnik przeliczający wzór empiryczny na wzór rzeczywisty.

Rozwiązanie. Na początku postępujemy podobnie jak w przykładach poprzednich, czyli wyznaczamy liczbę moli atomów poszczególnych pierwiastków, aby móc wstępnie określić wzór C_xH_yO_z

$$M_C = 12,01$$

$$M_H = 1,01$$

$$M_O = 16,00$$

$$n_C = \frac{48,65 \text{ g}}{12,01 \text{ g/mol}} = 4,051 \text{ mola}$$

$$n_H = \frac{8,16 \text{ g}}{1,01 \text{ g/mol}} = 8,079 \text{ moli}$$

$$n_O = \frac{100\text{g} - (48,65 \text{ g} + 8,16 \text{ g})}{16,00 \text{ g/mol}} = 2,699 \text{ mola}$$

$$x:y:z = n_C:n_H:n_O = 4,051:8,079:2,699 = 1,501:2,993:1 = 3:6:2$$

Wzór uproszczony przyjmuje więc postać C₃H₆O₂. Masa molowa obliczona dla tego związku wynosi 74,09 g/mol. Znając gęstość bezwzględną par tego związku w warunkach normalnych jesteśmy w stanie obliczyć jego rzeczywistą masę molową:

$$M = V_o \cdot d_o = 22,7 \text{ mol/dm}^3 \cdot 6,44 \text{ g/dm}^3 = 146,94 \text{ g/mol}$$

Zatem doświadczalna wartość masy molowej związku jest w przybliżeniu dwa razy większa, czyli wzór rzeczywisty przyjmuje postać C₆H₁₂O₄.

Odpowiedź. Poszukiwany rzeczywisty wzór związku organicznego ma postać **C₆H₁₂O₄**.

3.5. Stechiometria mieszanin

Złożone substancje możemy podzielić na związki chemiczne i mieszaniny. Kryterium, które pozwala nam je odróżnić to **prawo stałości składu Prousta**, które mówi, że stosunek wagowy pierwiastków w danym związku chemicznym jest zawsze stały i określony. Mieszanina, w przeciwieństwie do związku chemicznego, nie spełnia prawa Prousta, ponieważ stosunek wagowy składników może być różny. Dodatkowe różnice pomiędzy mieszaniną a związkiem chemicznym są następujące:

- składniki tworzące daną mieszaninę zachowują swoje właściwości chemiczne, w przeciwieństwie do związku chemicznego, którego właściwości chemiczne są odmienne od właściwości substancji, z których powstał,
- składniki mieszaniny można rozdzielić za pomocą metod fizycznych (sedymentacja, filtracja, dekantacja, krystalizacja itp.), zaś składniki związku chemicznego można oddzielić jedynie na drodze reakcji chemicznych (choć rozpad chemiczny można czasem wywołać metodami fizycznymi, np. ogrzewanie HgO prowadzi do tlenu O₂ i metalicznej rtęci Hg).

W życiu codziennym mamy raczej do czynienia z mieszaninami różnego rodzaju, rzadko zaś z czystymi substancjami. W zależności od stopnia rozdrobnienia rozróżniamy mieszaniny:

- *jednorodne* - poszczególne składniki w roztworze są nierozróżnialne gołym okiem, a nawet pod silnym powiększeniem (np. rozpuszczony NaCl w wodzie, stop), zatem taka mieszanina jest fizycznie jednorodna.
- *niejednorodne*, w których chociaż jeden składnik możemy odróżnić, zaś składniki takiej mieszaniny zachowują swoje cechy makroskopowe (np. siarka i żelazo, piasek i woda).

Znane pierwiastki w rzeczywistości to występują w postaci mieszanin, składających się z dwóch lub większej liczby izotopów, czyli atomów o tych samych liczbach protonów, ale różnych liczbach neutronów w jądrze. Odkrycia tego faktu dokonał J. J. Thompson w 1912 roku podczas badań promieniowania katodowego w polu elektrycznym i magnetycznym, stwierdzając obecność dwóch rodzajów neonu ($Z=10$) o różnych masach. Termin „izotop” pochodzący od greckich słów „*isos*” i „*topos*” oznaczający „*taki sam*” i „*miejsce*” wprowadził angielski fizyk Frederick Soddy.

Czystych pierwiastków, składających się z jąder tylko jednego rodzaju jest 22 tj. Be, F, Na, Al, P, Sc, Mn, Co, As, Y, Nb, Rh, I, Cs, Pr, Tb, Ho, Tm, Tl, Th, Au, Bi, ale większość (bo ponad 80) należy do grupy pierwiastków izotopowych. Każdy z nich jest naturalną mieszaniną kilku, niekiedy nawet kilkunastu izotopów, występujących na ogół w ściśle określonych stosunkach wagowych. Poniższa tabelka podaje udział każdego izotopu w przykładowo wybranych naturalnych pierwiastkach.

Tabela 1 Wybrane pierwiastki izotopowe

pierwiastek	symbol	Z	skład jądra nuklidu		% udziału
			protony	neutrony	
wodór	${}^1_1\text{H}$	1	1	–	99,98
deuter, D	${}^2_1\text{H}$	1	1	1	0,02
hel	${}^3_2\text{He}$	2	2	1	10^{-4}
	${}^4_2\text{He}$	2	2	2	99,99....
węgiel	${}^{12}_6\text{C}$	6	6	6	98,89
	${}^{13}_6\text{C}$	6	6	7	1,11
tlen	${}^{16}_8\text{O}$	8	8	8	99,76
	${}^{17}_8\text{O}$	8	8	9	0,04
	${}^{18}_8\text{O}$	8	8	10	0,20
siarka	${}^{32}_{16}\text{S}$	16	16	16	95,02
	${}^{33}_{16}\text{S}$	16	16	17	0,75
	${}^{34}_{16}\text{S}$	16	16	18	4,21
	${}^{36}_{16}\text{S}$	16	16	20	0,02

Znane są również pierwiastki, posiadające większą liczbę izotopów trwałych, np. cyna, która posiada ok 10 izotopów (${}^{112}\text{Sn}$, ${}^{114}\text{Sn}$, ${}^{115}\text{Sn}$, ${}^{116}\text{Sn}$, ${}^{117}\text{Sn}$, ${}^{118}\text{Sn}$, ${}^{119}\text{Sn}$, ${}^{120}\text{Sn}$, ${}^{122}\text{Sn}$, ${}^{124}\text{Sn}$), czy też cynk posiadający pięć izotopów (${}^{64}\text{Zn}$, ${}^{66}\text{Zn}$, ${}^{67}\text{Zn}$, ${}^{68}\text{Zn}$, ${}^{70}\text{Zn}$).

Niezależnie od eksperymentalnego wyznaczania mas atomowych metodami chemicznymi, można obliczać ich wartości w oparciu o udziały procentowe i masy poszczególnych izotopów korzystając ze wzoru:

$$m_{at} = \frac{\% p_1 \cdot A_1 + \% p_2 \cdot A_2}{100\%} \quad (4.4)$$

gdzie:

m_{at} – masa atomowa pierwiastka,

A_1, A_2 – liczby masowe izotopów

$\% p_1, \% p_2$ – procentowe zawartości poszczególnych izotopów

Z obliczeniowego punktu widzenia sposób obliczeń w tym dziale w niczym nie różni się od sposobu obliczeń dla hydratów (przykłady 3.2 i 3.3).

Przykład 3.13. Obliczanie procentowego wagowego składu mieszaniny izotopów na podstawie składu mieszaniny podanego w liczbach neutronów

Oblicz zawartość procentową dwóch izotopów galu, jeżeli masa atomowa galu wynosi 69.72, a jeden z izotopów ma w jądrze 38 neutronów, a drugi 40.

Plan.

Rozwiązanie. Korzystając z definicji udziałów masowych obliczamy zawartość procentową obu izotopów w mieszaninie korzystając ze wzoru (4.4)

$$m_{at} = \frac{\% p_1 \cdot A_1 + \% p_2 \cdot A_2}{100\%}$$

Pamiętając, że liczba masowa jest to suma neutronów i protonów danego izotopu, sumujemy obie wartości i otrzymujemy liczby masowe obu izotopów $A_1=69$ i $A_2=71$. Dodatkowo oznaczymy p_2 jako $p_2 = 100-p_1$ i teraz podstawiamy dane do powyższego wzoru i otrzymujemy

$$69.72 = \frac{p_1 \cdot 69 + (100 - p_1) \cdot 71}{100\%}$$

Po odpowiednim przekształceniu wzoru otrzymujemy wynik: $\% p_1 = 64$, a $\% p_2 = 36$

Odp. Zawartość procentowa izotopu o liczbie neutronów 38 wynosi 64%, a drugiego o liczbie neutronów 40 36%.

Przykład 3.14. Obliczanie procentowego objętościowego oraz procentowego wagowego składu mieszaniny na podstawie składu mieszaniny podanego w molach

Mieszanina zawiera 3,00 moli tlenku węgla(II) i 2,00 moli tlenku węgla(IV). Obliczyć zawartość procentową tlenku węgla(IV) w procentach objętościowych oraz masowych (wagowych).

Plan. Traktując tę mieszaninę jako gaz doskonały możemy wykorzystać równość procentów molowych i objętościowych gazu doskonałego (alternatywnie można przeliczyć mole na objętości i obliczyć stosunek objętości). W drugiej części zadania obliczamy masy obu gazów i przeliczamy je na procentowość masową.

Rozwiązanie. Oznaczmy sobie wagową procentową objętościową zawartość składnika w mieszaninie przez p_o , a procentową objętościową zawartość przez p_w . Wielkości te możemy wyrazić następującymi wzorami:

$$p_v(\text{CO}) = \frac{V_{\text{CO}}}{V} \cdot 100 \% = \frac{n_{\text{CO}}}{n_{\text{CO}} + n_{\text{CO}_2}} \cdot 100 \% = \frac{3,00}{3,00 + 2,00} 100 \% = 60,0 \% \text{ obj. CO}$$

Dopełnieniem do 100 % obj. jest zawartość drugiego składnika (CO_2) – 40,0 % obj CO_2

Z kolei obliczamy masy gazów:

$$m(\text{CO}) = 2,00 \cdot 28,01 = 56,02 \quad m(\text{CO}_2) = 3,00 \cdot 44,01 = 132,03$$

$$p_m(\text{CO}) = \frac{m_{\text{CO}}}{m} \cdot 100 \% = \frac{m_{\text{CO}}}{m_{\text{CO}} + m_{\text{CO}_2}} \cdot 100 \% = \frac{84,03}{84,03 + 132,03} 100 \% = 48,8 \% \text{ mas. CO}$$

Dopełnieniem do 100 % masowych jest $p_m(\text{CO}_2) = 100 - 48,8 = 51,2 \% \text{ mas. CO}_2$

Odpowiedź. Badana mieszanina zawiera **51,2% wagowych** tlenku węgla(IV), co stanowi **40,0 % objętościowych** tej mieszaniny.

Przykład 3.15. Przeliczanie procentowego masowego składu mieszaniny gazowej na skład procentowy objętościowy

Mieszanina zawiera 60,0 % masowych wodoru i 40,0 % masowych tlenu w warunkach normalnych. Proszę obliczyć skład tej mieszaniny w procentach objętościowych.

Plan. Przeliczamy masy składników w 100 g mieszaniny na ich objętości, wykorzystując objętość molową gazów doskonałych w warunkach normalnych, a następnie obliczamy procenty objętościowe gazów w mieszaninie.

Rozwiązanie. Zgodnie z definicją procentowego masowego stężenia możemy powiedzieć, że w 100 g mieszaniny znajduje się 60,0 g wodoru, który zająłby objętość V_1 oraz 40,0 g tlenu, który zająłby objętość V_2 .

1 mol czyli 2,02 g wodoru zajmuje w warunkach standardowych (normalnych) 22,7 dm³, podobnie 1 mol czyli 32,00 g tlenu.

$$V_1 = \frac{60,0}{2,02} \cdot 22,7 = 674,257 \text{ dm}^3 \quad V_2 = \frac{40,0}{32,00} \cdot 22,7 = 28,375 \text{ dm}^3$$

Łączna objętość mieszaniny wynosi $V_1 + V_2 = 674,257 + 28,375 = 702,63 \text{ dm}^3$, co to stanowi 100% objętościowych. Zostaje zatem wyliczyć wartości procentów objętościowych dla obu gazów podstawiając do wzoru:

$$p_{\text{ObH}_2} = \frac{V_1}{V} \cdot 100 \% = \frac{674,257}{702,63} \cdot 100 \% = 96,0 \%$$

$$p_{\text{ObO}_2} = \frac{V_2}{V} \cdot 100 \% = \frac{28,375}{702,63} \cdot 100 \% = 4,0 \%$$

Odpowiedź. W mieszaninie znajduje się **96,0 %** wodoru oraz **4,0 %** tlenu.

Przykład 3.16. Obliczanie zawartości procentowej składnika mieszaniny otrzymanej w wyniku połączenia mieszanin o znanych zawartościach tego składnika

Zmieszano 10,0 g mieszaniny zawierającej 20,0 % NaCl oraz 20,0 g mieszaniny zawierającej 40,0 % NaCl. Obliczyć procentową zawartość NaCl w otrzymanej mieszaninie.

Plan. Obliczenia prowadzimy w oparciu o bilans masy składnika w obu mieszaninach, a po zsumowaniu jego zawartości w obu mieszaninach odnosimy masę składnika do sumy mas łączonych mieszanin.

Rozwiązanie. Korzystając z definicji stężenia procentowego lub udziałów masowych obliczamy masy NaCl w obu mieszaninach:

$$m_1(\text{NaCl}) = \frac{m_1 \cdot p_1}{100} = \frac{10,0 \cdot 20,0}{100} = 2,00 \text{ g} \quad m_1(\text{NaCl}) = m_1 \cdot u_{m1} = 10,0 \cdot 0,200 = 2,00 \text{ g}$$

$$m_2(\text{NaCl}) = \frac{m_2 \cdot p_2}{100} = \frac{20,0 \cdot 40,0}{100} = 8,00 \text{ g} \quad m_2(\text{NaCl}) = m_2 \cdot u_{m2} = 20,0 \cdot 0,400 = 8,00 \text{ g}$$

Łącznie masa NaCl w obu próbkach wynosi:

$$m_1(\text{NaCl}) + m_2(\text{NaCl}) = 2,00 + 8,00 = 10,00 \text{ g,}$$

a masa całego roztworu wynosi:

$$m = 10,0 + 20,0 = 30,0 \text{ g}$$

Z tego wynika, że procentowa zawartość NaCl w otrzymanym roztworze wynosi:

$$p_{\text{NaCl}} = \frac{10,0 \text{ g}}{30,0 \text{ g}} \cdot 100\% = 33,3 \%$$

Z przekształconego prawa mieszania otrzymamy:

$$p_{\text{NaCl}} = \frac{m_1 \cdot p_1 + m_2 \cdot p_2}{m_1 + m_2} = \frac{10,0 \cdot 20,0 + 20,0 \cdot 40,0}{10,0 + 20,0} = 33,3 \%$$

Odpowiedź. W uzyskanej mieszaninie znajduje się **33,3 % NaCl**.

Zadania do rozdziału 3.

3.2.

- Obliczyć zawartość procentową składników w następujących związkach:
 - MgSO_4 ,
 - $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$,
 - $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
- Obliczyć zawartość procentową wody krystalizacyjnej w następujących uwodnionych solach:
 - $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$,
 - $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$,
 - $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
- Obliczyć zawartość procentową węgla w następujących związkach:
 - CH_3OH ,
 - C_4H_{10} ,
 - $\text{C}_6\text{H}_5\text{Cl}$.
- Obliczyć zawartość procentową cynku w następujących minerałach:
 - blendzie cynkowej ZnS ,
 - smitsonicie ZnCO_3 ,
 - galmanie krzemianowym $\text{Zn}_2\text{SiO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
- Który z minerałów jest najbogatszy w miedź:
 - chalkozyn Cu_2S ,
 - chalkopiryt CuFeS_2 ,
 - azuryt $2\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$?
- Obliczyć zawartość procentową dwutlenku siarki w kwasie siarkowym(IV).
- Obliczyć zawartość procentową wszystkich tlenków w kaolinicie $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.
- Z 20 g wodnego roztworu chlorku magnezu strącono magnez w postaci MgNH_4PO_4 . Po wyprażeniu otrzymano 0,156 g $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$. Oblicz zawartość procentową magnezu w roztworze wyjściowym?
- Podczas analizy z odważki 3,000 g stali otrzymano 0,0982 g SiO_2 . Obliczyć zawartość procentową krzemu w stali.

10. 0,85 g rudy zawierającej kobalt poddano ługowaniu kwasem siarkowym(VI), a otrzymany roztwór odparowano do sucha otrzymując 0,72 g CoSO_4 . Obliczyć zawartość procentową kobaltu w rudzie.
11. Oblicz zawartość potasu i fosforu w przeliczeniu na K_2O i P_2O_5 w nawozie zawierającym 45% K_2SO_4 i 55% $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.
12. Ile gramów $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ należy użyć w celu wytrącenia węglanu w postaci CaCO_3 z 5,58 g Na_2CO_3 ?
13. Z 3,0 g wityerytu otrzymano 1,02 g BaO . Obliczyć procentową zawartość BaCO_3 w wityerycie.
14. Z 0,75 g złoża zawierającego ZnS , po utlenieniu siarki do siarczanów(VI) i wytrąceniu otrzymano 1,578 g BaSO_4 . Obliczyć zawartość procentową ZnS w złożu.
15. W celu określenia zawartości miedzi w mosiądzu rozpuszczono 0,65 g tego stopu i po odpowiednim przygotowaniu otrzymano 1,055 g azotanu(V) miedzi(II). Obliczyć zawartość procentową miedzi w badanej próbce mosiądzu.
16. Z 1,05 g roztworu zawierającego siarczan(VI) żelaza(III) strącono żelazo amoniakiem w postaci $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Po wyprażeniu osadu otrzymano 0,145 g Fe_2O_3 . Obliczyć procentową zawartość jonów żelaza Fe^{3+} w roztworze.
17. Ile gramów rtęci należy użyć w celu przyrządzenia 50 g chlorku rtęci(I)?
18. Spalono 15 g metalicznego magnezu w tlenie. Ile gramów tlenku magnezu powstało w reakcji?
19. Ile gramów dwuwodnego siarczanu(VI) magnezu można otrzymać z 20 g metalicznego magnezu?
20. Z 6 g mieszaniny wytrącono jony fosforanowe(V) w postaci $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Osad ten ważył 0,82 g. Obliczyć zawartość procentową jonów fosforanowych w mieszaninie.
21. Ile gramów $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ należy użyć w celu wytrącenia wapnia w postaci CaC_2O_4 z roztworu powstałego z rozтворzenia w wodzie 4,0 g kredy zawierającej 25 % CaO .
22. Jaka będzie masa pirofosforanu magnezu o wzorze $\text{Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$ powstałego po wyprażeniu 0,385 g fosforanu amonowo-magnezowego MgNH_4PO_4 ?
23. Z 12 g stopu złożonego z Zn , Al i Cu otrzymano 6,12 g ZnS i 2,63 g CuO . Oblicz procentowy skład tego stopu.

3.3.

24. Wyznaczyć wzory empiryczne związków na podstawie ich składu procentowego;
 - a) 36,76% Fe; 21,11% S; 42,13% O,
 - b) 32,38% Na; 22,57% S; 45,05% O,
 - c) 23,06% Al; 15,40% C; 61,54% O,
 - d) 28,75% Zn; 0,88% H; 28,18% S; 42,19% O,
 - e) 54,59% CoCl_2 ; 45,41% H_2O ,
 - f) 73,69% CaO i 26,31% SiO_2 .
25. Skład pewnego tlenku ołowiu jest następujący: Pb – 86,63 % wag. i O – 13,37 % wag. Wyprowadzić wzór uproszczony tego tlenku.
26. Mineral karnalit zawiera 26,93 % KCl , 34,03 % MgCl_2 i 39,04 % H_2O . Napisać wzór chemiczny mineralu.
27. Naturalny mineral piryt zawiera 85,0% FeS_2 . Oblicz w jakiej masie tej skały zawarte jest 5,00 kg siarki.
28. Uwodniony fosforan(V) glinu(III) zawiera 22,80 % wody. Podać wzór tego hydratu.
29. Naturalny mineral hydroksyapatyt zawiera 85,0% $\text{Ca}_{10}(\text{PO}_4)_6(\text{OH})_2$. Oblicz w jakiej masie tej skały zawarte jest 5,00 kg fosforu.
30. Naturalna skała wapienna zawiera 85,0% CaCO_3 . Oblicz z jakiej masy tej skały można otrzymać 5,00 kg CaO .

31. Zawartość węgla w węglanie(IV) trójwartościowego metalu wynosi 12,34 %. Obliczyć masę atomową metalu i napisać wzór związku.
32. Związek fosforu z wodorem zawiera 91,09 % fosforu, a jego masa cząsteczkowa wynosi 34,0 g/mol. Podać wzór rzeczywisty związku.
33. Galena PbS zawiera 15 % zanieczyszczeń. Ile kg ołowiu znajduje się w 3,5 tony tej rudy.
34. Węglan zawiera 28,83 % pewnego dwuwartościowego pierwiastka. Zakładając, że sumaryczna zawartość tlenków w węglanie wynosi 100 % wyznaczyć wzór empiryczny tego węglanu i wyrazić go w formie tlenkowej i sumarycznej.
35. Z 2,87 g uwodnionego siarczanu(VI) cynku otrzymano: 0,810 g ZnO i 2,33 g BaSO₄. Wyznaczyć wzór uwodnionego siarczanu(VI) cynku.
36. Z 6,1 g uwodnionego chlorku baru otrzymano: 5,63 g BaC₂O₄ i 7,17 g AgCl. Wyznaczyć wzór uwodnionego chlorku baru.
37. Z 10,0 g zasadowego węglanu(IV) ołowiu(II) otrzymano: 11,73 g PbSO₄ i 582,4 cm³ CO₂ w warunkach normalnych. Masa cząsteczkowa związku wynosi 775,62 g/mol. Wyznaczyć wzór tego związku.

3.4.

38. W wyniku analizy pewnego węglowodoru stwierdzono, że zawiera on 91,25 % węgla, a jego masa cząsteczkowa wynosi 92,14 u. Ustal wzór rzeczywisty badanego węglowodoru.
39. Próbką borowodoru o masie 5,58 g po utlenieniu na mokro dała 25,12 g stałego kwasu borowego H₃BO₃. Wyznacz wzór empiryczny tego borowodoru. Oblicz gęstość par tego związku w warunkach normalnych, jeżeli wzór rzeczywisty jest dwukrotnością wzoru empirycznego.
40. Pewna chloropochodna benzenu zawiera 59 % wagowych Cl. Ile atomów chloru znajduje się w cząsteczce tego związku? Podaj wzór sumaryczny.
41. Przy spalaniu 0,8 g substancji składającej się z azotu i wodoru powstaje 0,0250 mola N₂ i 0,0500 mola H₂O. 1,00 g tej substancji jako gaz w przeliczeniu do warunków normalnych zajmuje objętość 0,709 dm³. Wyprowadzić wzór rzeczywisty tej substancji.
42. Przy spalaniu 1,249 g pewnej substancji organicznej, zawierającej węgiel, wodór i tlen, otrzymano 1,830 g CO₂ i 0,751 g H₂O. Wyprowadzić uproszczony wzór tej substancji oraz wzór rzeczywisty, wiedząc, że masa molowa tego związku wynosi 120 g/mol.
43. Podczas prażenia 2,000 g pewnego związku pozostało metaliczne srebro, zaś wydzielający się w trakcie prażenia tej substancji bezwonny i bezbarwny gaz wprowadzono do wodnego roztworu chlorku wapnia, z którego na koniec otrzymano 1,3 g węglanu wapnia. Podaj wzór empiryczny związku poddanego prażeniu wiedząc, że jego masa molowa wynosi 304 g/mol.
44. W wyniku spalania 2,96 g związku złożonego z C, H, Br i O otrzymano 3,52 g CO₂, 0,72 g H₂O. Brom zawarty w tej naważce utworzył 3,76 g AgBr. Wyznaczyć wzór sumaryczny związku.
45. W wyniku spalania 3,12 g związku złożonego z C, H, S i O otrzymano 5,28 g CO₂, 2,16 g H₂O, a siarkę utleniono do siarczanu (VI) i wytrącono w postaci BaSO₄, którego otrzymano 7,00 g. Wyznaczyć sumaryczny wzór związku.
46. W wyniku spalania 0,600 g związku złożonego z C, H, N i O otrzymano 1,100 g CO₂, 0,225 g H₂O, a powstały azot przeprowadzono w amoniak, który rozpuszczono w wodzie otrzymując 250 cm³ 0,050 M roztworu. Wyznaczyć sumaryczny wzór związku.
47. 0,24 g związku zawierającego węgiel i wodór spalono w chlorze i otrzymano 2,18 g HCl oraz 2,31 g CCl₄. Wyprowadzić wzór empiryczny tego związku.
48. W wyniku spalania 0,870 g związku organicznego otrzymano 1,76 g CO₂, 0,14 g azotu i 0,810 g wody. Masa molowa związku wynosiła 87 g/mol. Wyznaczyć wzór chemiczny tego związku.

49. Aby ustalić wzór bromonaftalenu, w skład którego wchodzi węgiel, wodór i brom wykonano analizę ilościową i stwierdzono, że z 2,07 g związku otrzymano 0,100 mola CO₂, wodę oraz 1,88 g bromku srebra AgBr. Masa cząsteczkowa badanego związku wynosi 207 g/mol. Jaki wzór ma bromonaftalen?
50. W wyniku spalania 1,184 g węglowodoru otrzymano 1,792 dm³ CO₂ w warunkach normalnych, a jego gęstość względem wodoru wynosi 15,0. Wyznaczyć wzór empiryczny i rzeczywisty węglowodoru.
51. W wyniku spalania 0,62 g związku złożonego z C, H i O otrzymano 0,448 dm³ CO₂ w warunkach normalnych oraz 0,53 g wody. Wyznaczyć wzór empiryczny i rzeczywisty węglowodoru, wiedząc, że jego gęstość względem wodoru wynosi 31.
52. W wyniku spalania 1,18 g związku organicznego otrzymano 1,344 dm³ CO₂ w warunkach normalnych i 1,26 g H₂O, a taka sama masa pary tego związku w temperaturze 60°C i pod ciśnieniem 4674,19 hPa zajmuje objętość 59,2 cm³. Wyznaczyć wzór związku.
53. Z 1,16 g związku złożonego z C, H i N po spaleniu otrzymano parę wodną, 2,64 g CO₂ oraz 75 cm³ azotu zebranego w temperaturze 10 °C i pod ciśnieniem 3135,64 hPa. Wyznacz wzór empiryczny i rzeczywisty związku wiedząc, że jego gęstość względem wodoru wynosi 57,54.
54. Ile gramów węglanu wapnia i 35 % roztworu kwasu solnego należy użyć do sporządzenia 40 g sześciowodnego chlorku wapnia?
55. W wyniku spalania 0,43 g związku otrzymano w warunkach normalnych 0,545 dm³ mieszaniny gazowej złożonej z N₂ i CO₂. Po absorpcji CO₂ w roztworze KOH nastąpił przyrost wagi roztworu o 2,21 g. Wyznaczyć wzór związku, jeżeli jego masa molowa wynosi 27.
56. Z 0,59 związku złożonego z C, N i H w wyniku spalania otrzymano 1,32 g CO₂, wodę oraz 150 cm³ azotu, którą to objętość zmierzono w temperaturze 27°C i pod ciśnieniem 866,1 hPa w naczyniu nad wodą. Wyznaczyć wzór związku.

3.5.

57. Obliczyć masę atomową pierwiastka (rubidu) stanowiącą mieszaninę dwóch izotopów o liczbach masowych 85 (76,51%) i 87 (23,49%).
58. Obliczyć masę atomową pierwiastka stanowiącą mieszaninę czterech izotopów o liczbach masowych 204 (1,4%), 206 (24,1%), 207 (22,1%), 208 (52,4%). Podaj, jaki to pierwiastek.
59. Srebro jest mieszaniną dwóch izotopów, z których jeden zawiera 60 neutronów i stanowi 51,4 %. Obliczyć liczby masowe obu izotopów, jeżeli masa atomowa srebra wynosi 107,88 u.
60. Obliczyć zawartość procentową baru w mieszaninie złożonej z równych części wagowych BaCl₂ i BaSO₄.
61. Mieszanina złożona z NaCl oraz BaCl₂ zawiera 45 % chloru. Obliczyć procentową zawartość obu składników w tej mieszaninie.
62. Obliczyć zawartość procentową jonów siarczanowych(VI) w mieszaninie złożonej z równomolowych części Al₂(SO₄)₃ i MgSO₄.
63. 10 g mieszaniny złożonej z Bi₂(SO₄)₃ i CaSO₄ zawiera 65,6 % jonów siarczanowych(VI). Oblicz skład procentowy tej mieszaniny.
64. Mieszanina składa się z 40% KCN i 60% NaCN. Obliczyć procentową zawartość cyjanku w mieszaninie.
65. Obliczyć zawartość procentową cynku w mieszaninie złożonej z równych części wagowych ZnS i ZnSO₄.
66. W mieszaninie CuS i Cu₂S stosunek masy miedzi do siarki wynosi 3:1. Obliczyć zawartość procentową obu siarczków w tej mieszaninie.

67. 2,52 g mieszaniny złożonej z BaCO_3 i MgCO_3 po wyprażeniu zmniejszyło swą masę o 48,0 %. Obliczyć skład procentowy wyjściowej mieszaniny.
68. W jakich ilościach należy zmieszać NH_4NO_3 z KNO_3 aby otrzymać nawóz azotowy o zawartości 20% azotu?
69. W jakich ilościach należy zmieszać Na_2HPO_4 z $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ aby otrzymać nawóz fosforowy o zawartości 24% fosforu?
70. Po całkowitym wyprażeniu mieszaniny złożonej z $\text{MgCO}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ i CaCO_3 ubytek masy wynosi 61,4%. Obliczyć skład procentowy mieszaniny.

Odpowiedzi:

1. a) 20,19 % Mg, 26,64 % S, 53,17 % O; b) 25,63 % Na, 36,46 % Zn, 35,68 % O, 2,23 % H; c) 11,11 % N, 3,17 % H, 41,27 % Cr, 44,45 % O
2. a) 36,06 %; b) 39,97 %; c) 13 %
3. a) 37,5 %; b) 82,76 %; c) 64,05 %
4. a) 67,08 %; b) 52,15 %; c) 54,29 %
5. odp. a)
6. 78,06 % SO_2
7. 39,50 % A_2O_3 ; 46,55 % SiO_2 ; 13,95 % H_2O
8. 0,17 %
9. 1,53 %
10. 32,20 %
11. K_2O 24,3%; P_2O_5 33,4%
12. 7,79 g
13. 43,67 %
14. 87,84 %
15. 55 %
16. 9,67 %
17. 42,48 g
18. 24,87 g
19. 128,64 g
20. 8,38 %
21. 3,04 g
22. 0,312 g
23. % Zn = 34,17 ; % Al = 48,33 ; % Cu = 17,50
24. a) FeSO_4 ; b) Na_2SO_4 ; c) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$; d) $\text{Zn}(\text{HSO}_3)_2$; e) $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; f) $3 \text{CaO} \cdot \text{SiO}_2$
25. PbO_2
26. $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
27. 11,03 kg
28. $\text{AlPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
29. 31,75 kg
30. 10.5 kg skały
31. metalem jest Fe, $M = 55,85 \text{ g/mol}$, wzór związku $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$
32. PH_3
33. $2,6 \cdot 10^3 \text{ kg Pb}$
34. MgCO_3 , a zapis tlenkowy $\text{MgO} \cdot \text{CO}_2$
35. $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
36. $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
37. $2\text{PbCO}_3 \cdot \text{Pb}(\text{OH})_2$
38. C_7H_8
39. BH_3 , B_2H_6 , $d=1,22 \text{ g/dm}^3$

40. $C_6H_3Cl_3$
41. N_2H_4
42. $C_4H_8O_4$
43. $Ag_2C_2O_4$
44. C_4H_4BrO
45. C_4H_8SO
46. $C_4H_4N_2O$
47. CH_4
48. C_4H_9NO
49. $C_{10}H_7Br$
50. wzór empiryczny CH_3 , a wzór rzeczywisty C_2H_6
51. wzór empiryczny CH_3O , a wzór rzeczywisty $C_2H_6O_2$
52. $C_6H_{14}O_2$
53. wzór empiryczny C_3H_8N ; wzór rzeczywisty $C_6H_{16}N_2$
54. należy użyć 18,26 g $CaCO_3$ i 38,17 g 35% HCl
55. wzór empiryczny = wzór rzeczywisty HCN
56. C_3H_9N
57. $Ru, m_{at} = 85,47 \text{ u}$
58. $Pb, m_{at} = 207,2 \text{ u}$
59. $A_1 = 107, A_2 = 109$
60. 62,5 %
61. 41,15 % $NaCl$ i 58,85 % $BaCl_2$
62. 83,07 %
63. 16,78 % $Bi_2(SO_4)_3$ i 83,22 % $CaSO_4$
64. 47,84 %
65. 53,8 %
66. 36,5 % CuS i 63,5 % Cu_2S
67. 13,96 % $BaCO_3$ i 86,04 % $MgCO_3$
68. 29% NH_4NO_3 oraz 71% KNO_3
69. 53,14g Na_2HPO_4 na 46,86g $Ca(H_2PO_4)_2$
70. 52,73 % $MgCO_3 \cdot 5H_2O$ i 47,27 % $CaCO_3$