

2. PODSTAWOWE POJĘCIA I PRAWA CHEMICZNE

2.1. Masa atomowa i cząsteczkowa

Dla chemika posługiwanie się rzeczywistymi (bezwzględными, wyrażonymi w jednostkach układu SI) masami atomów i cząsteczek nie ma praktycznego znaczenia i zazwyczaj nie znajduje zastosowania. Wynika to z faktu, iż atomy mają znikomą małe rozmiary (rzędu $10^{-10} \div 10^{-9}$ m) i tym samym ich masy, są bardzo małe, rzędu $10^{-27} \div 10^{-25}$ kg. Na przykład masa atomu wodoru wynosi $1,673 \times 10^{-27}$ kg, żelaza zaś $9,271 \times 10^{-26}$ kg a masa atomu miedzi – $1,055 \times 10^{-25}$ kg. Tak małych mas nie można wyznaczyć za pomocą bezpośredniego ważenia. Z tego też względu dobrano odpowiedni wzorzec masy tak, aby masy atomowe czy cząsteczkowe wyrażały się zazwyczaj niewielkimi wielokrotnościami tego wzorca.

Według zaleceń Międzynarodowej Unii Chemii Czystej i Stosowanej IUPAC (z ang. International Union of Pure and Applied Chemistry) wprowadzono obecnie obowiązującą skalę mas atomowych. Wzorcem do wyliczeń względnych mas atomowych i cząsteczkowych od 1961 roku jest międzynarodowa **jednostka węglowa mas atomowych**, którą zdefiniowano jako $1/12$ masy atomu węgla ^{12}C . Węglowa jednostka masy atomowej oznaczana jest symbolem **u** (z ang. *unit* – jednostka albo **amu** – *atomic mass unit*), przy czym waży ona:

$$1 \text{ u} = 1,660 \times 10^{-24} \text{ g} = 1,660 \times 10^{-27} \text{ kg}$$

Stąd też wynika definicja masy atomowej.

Masa atomowa (względna) jest masą atomu wyrażoną w jednostkach masy atomowej [u]. Określa ona ile razy masa atomu danego pierwiastka jest większa od $1/12$ masy izotopu węgla ^{12}C .

Masy atomowe pierwiastków zebrane są w tablicach, podawane są m.in. w układzie okresowym pierwiastków. Należy wspomnieć, że masy atomowe często zapisuje się bez podawania jednostki. Masa atomowa pierwiastka M_A , jest *średnią ważoną mas atomowych wszystkich naturalnie występujących izotopów danego pierwiastka, stanowiących*

o jego składzie izotopowym. Masę atomową pierwiastka M_A oblicza się korzystając z ogólnego wzoru:

$$M_A = \sum_{i=1}^{i=n} M_i \cdot u_i = M_1 \cdot u_1 + M_2 \cdot u_2 + M_3 \cdot u_3 + \dots + M_n \cdot u_n$$

gdzie: M_i – masa atomowa izotopu pierwiastka,

u_i – udział (ułamek) danego izotopu w próbce pierwiastka.

Udział przyjmuje wartości w zakresie $0 \leq u_i \leq 1$ lub może być wyrażony w procentach $0 \leq u_{i\%} \leq 100\%$ pamiętając jednakże, że $u_i = u_{i\%} / 100\%$.

Masy atomowe pierwiastków zostały wyznaczone z dokładnością czterech liczb znaczących i podane są alfabetycznie w tabeli 1. Natomiast masy atomowe wybranych izotopów pierwiastków podano w tabeli 2. Liczby masowe A izotopów oraz ich skład procentowy zamieszczono w tabeli 3.

Chociaż w przytłaczającej większości przykładów i zadań zastosowano dokładność obliczeń na poziomie czterech cyfr znaczących to poniżej podano wyjątkowo przykłady obliczeń z większą dokładnością ze względu na małą różnicę pomiędzy masą protonu a neutronu, a także wymaganą dużą dokładność w obliczeniach defektu masy.

Przykład 2.1

Próbki neonu – gazu składającego się z pojedynczych atomów poddano analizie spektrometrii masowej MS i stwierdzono, że neon składa się z 3 izotopów ${}^{20}_{10}\text{Ne}$, ${}^{21}_{10}\text{Ne}$, ${}^{22}_{10}\text{Ne}$. Ich masy atomowe (M) i udziały ilościowe (u) wynoszą odpowiednio: 19,992441 (0,9092), 20,993850 (0,0026) i 21,991385 (0,0882). Oblicz masę atomową neonu.

Dane:

$$M_{{}^{20}_{10}\text{Ne}} = 19,992441$$

$$M_{{}^{21}_{10}\text{Ne}} = 20,993850$$

$$M_{{}^{22}_{10}\text{Ne}} = 21,991385$$

$$u_{{}^{20}_{10}\text{Ne}} = 0,9092$$

$$u_{{}^{21}_{10}\text{Ne}} = 0,0026$$

$$u_{{}^{22}_{10}\text{Ne}} = 0,0882$$

Szukane:

$$M_{\text{Ne}} = ?$$

Rozwiązanie:

Jak łatwo można się przekonać suma udziałów izotopów

$$u_1 + u_2 + u_3 = 0,9092 + 0,0026 + 0,0882 = 1$$

Zatem masa atomowa neonu wynosi:

$$M_{\text{Ne}} = 19,992441 \cdot 0,9092 + 20,993850 \cdot 0,0026 + 21,991385 \cdot 0,0882$$

$$M_{\text{Ne}} = 20,171352 \text{ u}$$

W powyższym przykładzie można wszystkie masy atomowe przybliżyć do 4 miejsc (cyfr) znaczących, co znacznie upraszcza obliczenia, a zatem:

$$M_{\text{Ne}} = 19,99 \cdot 0,9092 + 20,99 \cdot 0,0026 + 21,99 \cdot 0,0882 = 20,17 \text{ u}$$

Odpowiedź: Masa atomowa neonu jest równa 20,17.

Przykład 2.2

Tlen występuje w przyrodzie w postaci mieszaniny izotopów: ^{16}O , ^{17}O , ^{18}O . Oblicz masę atomową tlenu wiedząc, że masy atomowe tych izotopów oraz ich zawartości procentowe wynoszą:

$$M_{^{16}\text{O}} = 15,994915 \text{ (99,76 \%)},$$

$$M_{^{17}\text{O}} = 16,999133 \text{ (0,038 \%)},$$

$$M_{^{18}\text{O}} = 17,999160 \text{ (0,204 \%)}.$$

Dane:

$$M_{^{16}\text{O}} = 15,994915 \approx 15,99$$

$$u_{^{16}\text{O}} = 99,76 \%$$

$$M_{^{17}\text{O}} = 16,999133 \approx 17,00$$

$$u_{^{17}\text{O}} = 0,038 \%$$

$$M_{^{18}\text{O}} = 17,999160 \approx 18,00$$

$$u_{^{18}\text{O}} = 0,204 \%$$

Szukane:

$$M_{\text{O}} = ?$$

Rozwiązanie:

Masa atomowa tlenu wynosi:

$$M_{\text{O}} = 15,994915 \cdot 0,9976 + 16,999133 \cdot 0,0004 + 17,999160 \cdot 0,0020$$

$$M_{\text{O}} = 15,999325 \approx 16,00 \text{ u}$$

albo:

$$M_o = 15,99 \cdot 0,9976 + 17,00 \cdot 0,0004 + 18,00 \cdot 0,0020 = 15,9944 \approx 15,99 \text{ u}$$

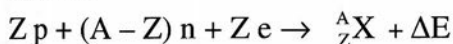
Odpowiedź: Masa atomowa tlenu wynosi 16,00.

Należy podkreślić, że masy atomowe poszczególnych izotopów (nuklidów) A_ZX (patrz tabela 2) przyjmują wartości bliskie, ale nierówne całkowitym liczbom masowym A reprezentującym liczbę nukleonów (protonów i neutronów) w jądrze, ze względu na energię wiązania nukleonów w jądrze atomu, tzw. defekt masy atomu. **Liczba masowa** danego izotopu – **A** jest liczbą całkowitą i zwykle jest najbliższa masie atomowej izotopu. Nie należy jednak utożsamiać liczby masowej A, stanowiącej liczbę nukleonów w jądrze z masą atomową M izotopu!

Należałoby zatem zdefiniować, w tym miejscu, pojęcie defektu masy atomu.

Defekt masy (niedobór masy, deficyt masy) – różnica (Δm) między sumą mas składników atomu (cząstek subatomowych – protonów M_p , neutronów M_n i elektronów M_e) stanowiących składniki atomu, a masą tego atomu M_{at} , $\Delta m = \Sigma m_{składniki} - M_{at}$.

Zatem, $\Delta m = [Z \cdot M_p + (A - Z) \cdot M_n + Z \cdot M_e] - M_{at}$. Zarówno masy atomów jak również masy cząstek elementarnych wyraża się zwykle w jednostkach masy atomowej u. Na podstawie wzoru Einsteina ubytek masy równoważny jest energii: $\Delta E = \Delta m \cdot c^2$. Energia ta nazywana jest energią wiązania nukleonów w jądrze (ΔE_{wj}). Taka energia wydzieliliby się podczas hipotetycznej reakcji powstawania atomu A_ZX ze składników atomu:



Porównanie trwałości różnych jąder atomowych dokonuje się poprzez podanie wielkości energii przypadającej na jeden nukleon, dzieląc ΔE_{wj} przez A. Takiej samej energii ΔE_{wj} należałoby użyć do rozłożenia atomu na pierwotne składniki elementarne. Zanik masy równej jednostce skali masy atomowej M_u jest równoważny energii wg wzoru Einsteina:

$$\Delta E_u = M_u \cdot c^2 = \Delta m_u \cdot c^2 = 931,5 \text{ MeV} = 1,492 \cdot 10^{-10} \text{ J/u}$$

Wielkość ΔE_{wj} pozwala określić ilość energii, jaka zostanie wyzwolona podczas powstawania jądra dowolnego pierwiastka lub ilość energii, jaką trzeba dostarczyć w celu rozbitcia jądra tegoż pierwiastka. Im większy jest defekt masy, czyli im większa jest energia wiązania, tym

bardziej stabilne jest powstałe jądro atomowe. O stabilności jąder atomowych można wnioskować z zależności defektu masy jąder (energii wiązania nukleonów) w funkcji liczby masowej $E = f(A)$ [1]. Trwałość jąder atomów jest uzależniona od stosunku liczby neutronów i protonów $n_n/n_p = (A-Z)/Z$. Dla lekkich pierwiastków $Z < 20$ stabilne jądra mają w przybliżeniu taką samą liczbę neutronów i protonów. Gdy $Z > 20$ stosunek liczby neutronów do protonów $(A-Z)/Z$ rośnie od wartości około 1 do wartości około 1,6. Bardzo stabilne są jądra z parzystymi liczbami protonów i neutronów. W innych przypadkach dochodzi do samorzutnej przemiany α lub β^- , w wyniku której następuje przekształcenie pierwiastka w inny. Wszystkie pierwiastki posiadające atomy cięższe niż bizmut ($Z > 83$) są promieniotwórcze co oznacza, że wszystkie ciężkie jądra są niestabilne.

Przykład 2.3

Obliczyć defekt masy w atomie izotopu chloru ${}_{17}^{35}\text{Cl}$ oraz energię wiązania nukleonów w jądrze atomu, wiedząc, że jego masa atomowa wyznaczona eksperymentalnie wynosi $M_{{}_{17}^{35}\text{Cl}} = 34,96885272$ u.

Dane:

$$M_e = 0,000548579 \text{ u}$$

$$M_p = 1,007276467 \text{ u}$$

$$M_n = 1,008664916 \text{ u}$$

$$M_{{}_{35}\text{Cl}} = 34,96885272 \text{ u}$$

$$Z = 17$$

$$A = 35$$

Szukane:

$$\Delta m = ?$$

$$E_{\text{wj}^{35}\text{Cl}} = ?$$

Rozwiązanie:

Sumę mas składników dowolnego atomu M można wyliczyć sumując masy wszystkich składników atomu, tj. protonów, neutronów i elektronów:

$$\Sigma m = Z \cdot M_p + (A - Z) \cdot M_n + Z \cdot M_e$$

Biorąc pod uwagę skład atomu chloru Cl-35 , tj. $n_p = 17$ protonów, $n_n = 18$ neutronów oraz $n_e = 17$ elektronów, (suma mas składników elementarnych $\Sigma m_{{}_{35}\text{Cl}}$) wynosi:

$$\begin{aligned} \Sigma m_{{}_{35}\text{Cl}} &= n_p \cdot M_p + n_n \cdot M_n + n_e \cdot M_e = 17 \cdot M_p + (35 - 17) \cdot M_n + 17 \cdot M_e \\ &= 17 \cdot 1,007276467 \text{ u} + 18 \cdot 1,008664916 \text{ u} + 17 \cdot 0,000548579 \text{ u} = \\ &= 35,28899427 \text{ u} \end{aligned}$$

Defekt masy atomu jest to różnica (Δm) między sumą mas cząstek elementarnych (subatomowych) a masą atomu:

$$\Delta m = \Sigma m_{^{35}\text{Cl}} - M_{^{35}\text{Cl}}$$

$$\Delta m = \Sigma m_{^{35}\text{Cl}} - M_{^{35}\text{Cl}} = 35,28899427 - 34,96885272 = 0,32014155 \approx 0,3201 \text{ u}$$

Zanikowi masy Δm_{u} równej jednej jednostce u masy atomowej odpowiada energia:

$$\Delta E_{\text{u}} = \Delta m_{\text{u}} c^2 = 931,5 \text{ MeV}$$

Korzystając z tej zależności można wyliczyć energię wiązania jądra w atomie ^{35}Cl ($E_{\text{wj}^{35}\text{Cl}}$).

$$\Delta E_{\text{wj}^{35}\text{Cl}} = \Delta m_{\text{u}} \times \Delta E_{\text{u}} = 0,3201 \text{ u} \times 931,5 \text{ MeV/u} = 298,2 \text{ MeV}$$

Dzieląc uzyskaną wartość ($E_{\text{wj}^{35}\text{Cl}}$) przez liczbę nukleonów A w jądrze rozpatrywanego atomu otrzymujemy energię wiązania przypadającą na jeden nukleon w jądrze ^{35}Cl :

$$E_{\text{wn}^{35}\text{Cl}} = E_{\text{wj}^{35}\text{Cl}} / A = \frac{298,2 \text{ MeV}}{35 \text{ nukleonów}} = 8,520 \text{ MeV/nukleon}$$

Odpowiedź: Defekt masy w atomie chloru Cl-35 wynosi 0,3201 u, natomiast energia wiązania nukleonów w jądrze tego atomu jest równa 298,2 MeV.

Analogicznie do masy atomowej definiuje się **masę cząsteczkową**, oznaczaną M_{cz} .

Masa cząsteczkowa jest masą cząsteczki wyrażoną w jednostkach masy atomowej [u]. Jest ona sumą mas atomowych atomów wchodzących w skład cząsteczki związku chemicznego.

Jeżeli cząsteczka przedstawiona jest ogólnym wzorem $A_n B_m$, to jej masa wyrażona jest równaniem:

$$M_{A_n B_m} = n \cdot M_A + m \cdot M_B$$

Przykładowe masy cząsteczkowe:

$$M_{\text{N}_2} = 2 \cdot 14,01 \text{ u} = 28,02 \text{ u}$$

$$M_{\text{Al}_4\text{C}_3} = 4 \cdot 26,98 \text{ u} + 3 \cdot 12,01 \text{ u} = 143,9 \text{ u}$$

$$M_{\text{HClO}_4} = 1,008 \text{ u} + 35,45 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u} = 100,5 \text{ u}$$

Typowe obliczenia wykorzystujące masy atomowe M_A i masy cząsteczkowe M_{cz}

I. Znając masę atomową pierwiastka i jego skład izotopowy można wyliczyć zawartość procentową izotopów.

Przykład 2.4

Wiedząc, że chlor stanowi mieszaninę dwóch naturalnych izotopów: ^{35}Cl i ^{37}Cl o masach atomowych 34,97 i 36,96 u oraz, że jego masa atomowa wynosi 35,45 u, obliczyć skład izotopowy chloru.

Dane:

$$M_{^{35}\text{Cl}} = 34,97 \text{ u}$$

$$M_{^{37}\text{Cl}} = 36,96 \text{ u}$$

$$M_{\text{Cl}} = 35,45 \text{ u}$$

Szukane:

$$u_{^{35}\text{Cl}} = ?$$

$$u_{^{37}\text{Cl}} = ?$$

Rozwiązanie:

Ponieważ chlor składa się z dwóch izotopów zatem $u_{^{35}\text{Cl}} + u_{^{37}\text{Cl}} = 1$ a udział masowy izotopu ^{37}Cl wynosi $u_{^{37}\text{Cl}} = 1 - u_{^{35}\text{Cl}}$. Wyliczając skład izotopowy chloru, korzystamy z wyrażenia na masę atomową:

$$M_{\text{Cl}} = M_{^{35}\text{Cl}} \cdot u_{^{35}\text{Cl}} + M_{^{37}\text{Cl}} \cdot (1 - u_{^{35}\text{Cl}})$$

$$35,45 = 34,97 \cdot u_{^{35}\text{Cl}} + 36,96 \cdot (1 - u_{^{35}\text{Cl}})$$

$$u_{^{35}\text{Cl}} = 0,759,$$

$$u_{^{37}\text{Cl}} = 1 - 0,759 = 0,241$$

Odpowiedź: Skład izotopowy chloru w przyrodzie wynosi: $u_{^{35}\text{Cl}} = 0,759$,
 $u_{^{37}\text{Cl}} = 0,241$.

II. Znając masę atomową pierwiastków można obliczyć również:

- masę atomową lub masę cząsteczkową w gramach lub kilogramach;
- stosunek masowy pierwiastków wchodzących w skład cząsteczki bądź związku chemicznego.

Przykład 2.5

Obliczyć (w gramach) masę atomów selenu i węgla, jeżeli wiadomo, że ich masy atomowe wynoszą: selenu 78,96 u, węgla 12,01 u.

Dane:

$$M_{\text{Se}} = 78,96 \text{ u}$$

$$M_{\text{C}} = 12,01 \text{ u}$$

Szukane:

$$m_{\text{Se}} = ?$$

$$m_{\text{C}} = ?$$

Rozwiązanie:

Między masą wyrażoną w gramach m_A a masą atomową M_A istnieje zależność:

$$m_A = M_A \times m_u,$$

gdzie m_u jest masą jednostki masy atomowej: $m_u = 1,660 \times 10^{-24} \text{ g/u}$

zatem:

$$m_{\text{Se}} = M_{\text{Se}} \cdot m_u = 78,96 \text{ u} \cdot 1,660 \times 10^{-24} \text{ g/u} = 1,311 \times 10^{-22} \text{ g}$$

$$m_{\text{C}} = M_{\text{C}} \cdot m_u = 12,01 \text{ u} \cdot 1,660 \times 10^{-24} \text{ g/u} = 1,994 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Uwaga! Wyznaczone wartości liczbowe mas atomów są wartościami średnimi wynikającymi ze składu izotopowego mas atomów pierwiastków i nie reprezentują mas pojedynczych atomów tych pierwiastków.

Odpowiedź: Średnia masa atomu selenu, wyrażona w gramach wynosi $1,311 \times 10^{-22} \text{ g}$, natomiast średnia masa atomu węgla jest równa $1,994 \times 10^{-23} \text{ g}$.

Przykład 2.6

Obliczyć w gramach i jednostkach skali masy atomowej masę cząsteczkową wodoru fosforu (III) PH_3 .

Dane:

$$M_{\text{H}} = 1,008 \text{ u}$$

$$M_{\text{P}} = 30,97 \text{ u}$$

Szukane:

$$M_{\text{PH}_3} = ?$$

$$m_{\text{PH}_3} = ?$$

Rozwiązanie:

Masa cząsteczkowa M_{cz} jest sumą mas atomowych wszystkich atomów wchodzących w skład związku. Zatem dla cząsteczki o wzorze PH_3 masa cząsteczkowa równa się:

$$M_{\text{PH}_3} = M_{\text{P}} + 3 \cdot M_{\text{H}}$$

$$M_{\text{PH}_3} = 30,97 \text{ u} + 3 \cdot 1,008 \text{ u} = 33,99 \text{ u}$$

Obliczamy bezwzględną masę cząsteczkową, korzystając z zależności:

$$m = M \times m_{\text{u}},$$

wiedząc, że $m_{\text{u}} = 1,660 \times 10^{-24} \text{ g/u}$

$$m_{\text{PH}_3} = 33,99 \text{ u} \cdot 1,660 \times 10^{-24} \text{ g/u} = 5,642 \times 10^{-23} \text{ g}$$

Odpowiedź: Masa cząsteczkowa PH_3 wyrażona w jednostkach skali masy atomowej wynosi 33,99 u, a w gramach – jednostkach masy układu SI stanowi $5,642 \times 10^{-23} \text{ g}$.

Przykład 2.7

Obliczyć stosunek masowy pierwiastków w tlenku glinu Al_2O_3 .

Dane:

$$M_{\text{Al}} = 26,98 \text{ u}$$

$$M_{\text{O}} = 16,00 \text{ u}$$

Szukane:

$$\frac{m_{\text{Al}}}{m_{\text{O}}} = ?$$

Rozwiązanie:

Stosunek masowy w każdym stechiometrycznym związku chemicznym jest wielkością stałą i charakterystyczną dla danego związku, co wynika z prawa stałości składu Prousta (stałych stosunków wagowych); wzór chemiczny określa w jakich proporcjach łączą się ze sobą składniki (pierwiastki) związku chemicznego. Dla tlenku glinu o wzorze Al_2O_3 , stosunek masowy pierwiastków wynosi:

$$\frac{m_{\text{Al}}}{m_{\text{O}}} = \frac{2 \cdot M_{\text{Al}}}{3 \cdot M_{\text{O}}} = \frac{2 \cdot 26,98 \text{ u}}{3 \cdot 16,00 \text{ u}} = \frac{53,96}{48,00} \approx \frac{54}{48} = \frac{9}{8}$$

Powyższe obliczenia oparte są na równoważności pomiędzy masą i liczbą moli pierwiastków Al i O w związku Al_2O_3 : $m = n \cdot M$

Odpowiedź: Stosunek masowy glinu do tlenu w Al_2O_3 wynosi około 9 : 8.

III. Znając masę cząsteczkową związku chemicznego oraz jego wzór można ustalić:

- skład procentowy, czyli zawartość procentową każdego pierwiastka wchodzącego w skład związku;

- wartość indeksów stechiometrycznych x, y, z w cząsteczce związku chemicznego $A_xB_yC_z$;
- rodzaj pierwiastków będących składnikami danego związku.

Przykład 2.8

Ustalić skład procentowy pierwiastków w wodorotlenku sodu NaOH.

Dane:

$$M_{\text{Na}} = 22,99 \text{ u}$$

$$M_{\text{O}} = 16,00 \text{ u}$$

$$M_{\text{H}} = 1,008 \text{ u}$$

Szukane:

$$c\%_{\text{Na}} = ?$$

$$c\%_{\text{O}} = ?$$

$$c\%_{\text{H}} = ?$$

Rozwiązanie:

Skład procentowy związku chemicznego wyraża się jako udziały procentowe wszystkich pierwiastków tworzących ten związek. Zawartość procentowa pierwiastka – składnika ($c\%_i$) jest to wyrażony w procentach stosunek masy tego składnika m_s do masy całego związku m_c .

$$c\%_i = \frac{m_s}{m_c} \cdot 100\%$$

Na początku oblicza się masę cząsteczkową NaOH, która potrzebna jest do dalszych obliczeń składu procentowego pierwiastków.

$$M_{\text{NaOH}} = M_{\text{Na}} + M_{\text{O}} + M_{\text{H}} = 22,99 \text{ u} + 16,00 \text{ u} + 1,008 \text{ u} = 39,998 \text{ u} \approx 40,00 \text{ u}$$

Następnie oblicza się zawartość Na w NaOH, wykorzystując wzór na zawartość procentową składnika w związku:

$$c\%_{\text{Na}} = \frac{m_{\text{Na}}}{m_{\text{NaOH}}} \cdot 100\% = \frac{n_{\text{Na}} M_{\text{Na}}}{n_{\text{NaOH}} M_{\text{NaOH}}} \cdot 100\%$$

Ponieważ liczba moli atomów sodu równa się liczbie moli wodorotlenku sodu $n_{\text{Na}} = n_{\text{NaOH}}$ zatem:

$$c\%_{\text{Na}} = \frac{M_{\text{Na}}}{M_{\text{NaOH}}} \cdot 100\% = \frac{22,99}{40,00} \cdot 100\% = 57,47\%$$

Ponieważ $n_{\text{O}} = n_{\text{H}} = n_{\text{NaOH}}$ analogicznie oblicza się zawartości tlenu i wodoru w wodorotlenku sodu:

$$c\%_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{m_{\text{NaOH}}} \cdot 100\% = \frac{n_{\text{O}} \cdot M_{\text{O}}}{n_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}}} \cdot 100\% = \frac{M_{\text{O}}}{M_{\text{NaOH}}} \cdot 100\% = \frac{16,00}{40,00} \cdot 100\% = 40,00\%$$

$$c_{\%H} = \frac{m_H}{m_{NaOH}} \cdot 100\% = \frac{n_H \cdot M_H}{n_{NaOH} \cdot M_{NaOH}} \cdot 100\% = \frac{M_H}{M_{NaOH}} \cdot 100\% =$$

$$= \frac{1,008}{40,00} \cdot 100\% = 2,53\%$$

Odpowiedź: Zawartości procentowe poszczególnych pierwiastków wchodzących w skład NaOH wynoszą: sodu 57,47%, tlenu 40,00%, wodoru 2,53%.

Przykład 2.9

Oblicz wartość indeksu stechiometrycznego x w cząsteczce H_xSeO_4 , wiedząc, że masa cząsteczkowa związku wynosi 145,0 u.

Dane:

$$M_{H_xSeO_4} = 145,0 \text{ u}$$

$$M_{Se} = 78,96 \text{ u}$$

$$M_O = 16,00 \text{ u}$$

$$M_H = 1,008 \text{ u}$$

Szukane:

$$x = ?$$

Rozwiązanie:

Korzystając ze wzoru na masę cząsteczkową, oblicz współczynnik stechiometryczny x :

$$M_{H_xSeO_4} = x \cdot M_H + M_{Se} + 4 \cdot M_O$$

$$145,0 \text{ u} = x \cdot 1,008 \text{ u} + 78,96 \text{ u} + 4 \cdot 16,00 \text{ u}$$

$$x = (145,0 - 78,96 - 64,00) / 1,008 = 2,004 \approx 2$$

$$x = 2$$

Odpowiedź: Współczynnik stechiometryczny x w cząsteczce H_xSeO_4 wynosi 2, wobec tego wzór sumaryczny kwasu selenowego (VI) jest H_2SeO_4 .

Przykład 2.10

Jaki pierwiastek E wchodzi w skład związku o wzorze $Na_2E_2O_3$ i masie cząsteczkowej 158,1 u. Nazwij ten związek.

Dane:

$$M_{Na} = 22,99 \text{ u}$$

$$M_O = 16,00 \text{ u}$$

Szukane:

$$M_E = ?$$

Rozwiązanie:

Rozwiązanie zadania polega na wykorzystaniu wzoru na masę cząsteczkową związku i obliczeniu masy atomowej identyfikowanego pierwiastka M_E :

$$M_{\text{Na}_2\text{E}_2\text{O}_3} = 2 \cdot M_{\text{Na}} + 2 \cdot M_E + 3 \cdot M_{\text{O}}$$

$$158,1 \text{ u} = 2 \cdot 22,99 \text{ u} + 2 \cdot M_E + 3 \cdot 16,00 \text{ u}$$

$M_E = 32,07 \text{ u}$ zatem jest to siarka.

Odpowiedź: W cząsteczce o wzorze $\text{Na}_2\text{E}_2\text{O}_3$ pierwiastkiem E jest siarka, a związek ten to tiosiarczan (VI) sodu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$.

2.2. Mol, liczba Avogadra, masa molowa, objętość molowa gazów

Jak już wspomniano w poprzednim rozdziale posługiwanie się bezwzględными masami atomowymi i cząsteczkowymi (wyrażonymi w jednostkach układu SI) jest niepraktyczne, tym bardziej, że wiadomo, iż ze względu na bardzo małe rozmiary i masy, pojedyncze atomy i cząsteczki są dla nas nieosiągalne. W związku z tym chemicy wprowadzili do praktyki jednostki znacznie większe, zachowujące te same stosunki ilościowe między pierwiastkami i związkami a tworzącymi je atomami i cząsteczkami. Podstawową jednostką określającą licznosc materii, w układzie SI, jest *mol*.

Mol – ilość substancji zawierająca tyle drobin (np. atomów, jonów, cząsteczek) ile atomów węgla zawartych jest w 12 g izotopu węgla ^{12}C .

Rozważając pojęcie mola należy zawsze określić, do jakiego rodzaju drobin się ono odnosi, ponieważ mogą nimi być atomy, cząsteczki, jony czy też elektrony itp. Dla przykładu określenie mol tlenu, czy mol chloru nie jest precyzyjne, ponieważ może odnosić się zarówno do mola atomów, jak i mola cząsteczek. Co więcej w przypadku tlenu określenie mol tlenu może dotyczyć zarówno cząsteczek O_2 jak i O_3 .

Liczbę atomów węgla znajdujących się w 12 g izotopu węgla ^{12}C , a tym samym liczbę drobin w 1 molu dowolnej substancji nazwano, na cześć włoskiego fizyka Amadeo Avogadro, *liczbą Avogadra* i oznaczono symbolem N_A .

Można wyliczyć N_A , czyli liczbę atomów węgla znajdujących się w 12 g izotopu ^{12}C korzystając z następujących danych:

$$M_{^{12}\text{C}} = 12 \text{ u}; \quad m_{^{12}\text{C}} = 12 \text{ g}; \quad m_u = 1,660 \times 10^{-24} \frac{\text{g}}{\text{u}}$$

$$N_A = \frac{m_{^{12}\text{C}}}{M_{^{12}\text{C}} \cdot m_u} = \frac{12 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{12 \text{ u} \cdot 1,660 \times 10^{-24} \frac{\text{g}}{\text{u}}} = 6,022 \times 10^{23} \text{ atomów } \frac{^{12}\text{C}}{\text{mol}}$$

Dokładniejsze obliczenia wartości liczby Avogadra wykazują, że [1]:

$$N_A = 6,022045(31) \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Należy zapamiętać:

Mol jest to porcja substancji (materii) zawierająca określoną liczbę drobin równą liczbie Avogadra N_A .

Do realizacji celów niniejszego skryptu zaleca się stosowanie liczby N_A z dokładnością czterech miejsc (cyfr) znaczących $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Mol porównywany jest często z takimi jednostkami jak kopa czy tuzin. Kopa zawiera zawsze 60, tuzin 12 sztuk, bez względu na to, czy jest to tuzin jaj, tuzin lat, czy też tuzin ludzi. Tak więc na przykład 1 mol atomów żelaza zawiera $6,022 \times 10^{23}$ atomów Fe; 1 mol tlenu cząsteczkowego (O_2) zawiera $6,022 \times 10^{23}$ cząsteczek tlenu O_2 , ale dwa razy więcej $2 \cdot 6,022 \times 10^{23}$ atomów tlenu O.

Oczywiste jest, że mol substancji oprócz liczności substancji charakteryzuje się również pewną charakterystyczną masą i objętością. Masę 1 mola substancji nazywamy *masą molową* i oznaczamy symbolem M_{mol} .

Masa molowa (M_{mol}) jest to masa mola atomów, cząsteczek, jonów bądź innych drobin wyrażona w gramach na mol [g/mol]. Liczbowo jest ona równa masie atomowej lub cząsteczkowej wyrażonej w jednostkach masy atomowej [u].

Na przykład masa molowa żelaza (masa 1 mola atomów Fe) wynosi $M_{\text{Fe}} = 55,85 \text{ g/mol}$, masa molowa tlenu cząsteczkowego O_2 (masa 1 mola cząsteczek tlenu O_2) jest równa $32,00 \text{ g/mol}$ a masa molowa ozonu O_3 (masa 1 mola cząsteczek tlenu O_3) jest równa $48,00 \text{ g/mol}$.

Można określić zależność pomiędzy liczbą moli, liczbą drobin a ich masą. Liczbę moli oznaczamy w zadaniach chemicznych symbolem n i obliczamy dzieląc masę substancji m [g] przez masę molową tej substancji M_{mol} [g/mol]:

$$n \text{ [mol]} = \frac{m \text{ [g]}}{M_{mol} \text{ [g/mol]}}$$

Liczba moli może być również wyrażona jako stosunek liczby drobin N do liczby Avogadra N_A :

$$n \text{ [mol]} = \frac{N \text{ [drobin]}}{N_A \text{ [drobin/mol]}}$$

a dla gazów jako stosunek objętości v do objętości molowej gazu V_{mol} :

$$n \text{ [mol]} = \frac{v \text{ [dm}^3\text{]}}{V_{mol} \text{ [dm}^3\text{/mol]}}$$

Przy czym objętość molowa gazów doskonałych w warunkach normalnych (tzn. $T = 273,2 \text{ K}$, $p = 1013 \text{ hPa}$) wynosi $V_{mol} \approx 22,41 \text{ dm}^3\text{/mol} = 0,02241 \text{ m}^3\text{/mol}$, natomiast dla innych warunków objętość molową można wyliczyć z równania Clapeyrona $pV = nRT$, gdzie R – uniwersalna stała gazowa. Pojęcie gazu doskonałego oraz prawa gazowe zostaną omówione w rozdziale 4.

ZALEŻNOŚCI POMIĘDZY LICZBĄ MOLI GAZU, MASĄ, OBJĘTOŚCIĄ I LICZBĄ DROBIN.

Założmy, że mamy jeden mol dwutlenku węgla w warunkach normalnych.

$$\begin{array}{c}
 6,022 \times 10^{23} \text{ cząsteczek} \\
 \downarrow \text{zawiera} \\
 22,41 \text{ dm}^3 \xrightarrow{\text{zajmuje}} 1 \text{ mol CO}_2 \xrightarrow{\text{ma masę}} 43,99 \text{ g} \\
 \downarrow \text{zawiera} \\
 3 \cdot 6,022 \times 10^{23} \text{ atomów} \\
 = 1,807 \times 10^{24} \text{ atomów}
 \end{array}$$

Typowe obliczenia wykorzystujące n , M_{mol} , V_{mol}

Przykład 2.11

Obliczyć masę w gramach: a) 10 moli azotu cząsteczkowego N_2 ,
b) 0,5 mola żelaza.

Dane:

$$n_{N_2} = 10 \text{ moli}$$

$$n_{Fe} = 0,5 \text{ mola}$$

$$M_{N_2} = 28,02 \text{ g/mol}$$

$$M_{Fe} = 55,85 \text{ g/mol}$$

Szukane:

$$m_{N_2} = ?$$

$$m_{Fe} = ?$$

Rozwiązanie:

a)

Aby wyznaczyć masę 10 moli N_2 należy skorzystać z zależności:

$$n_{N_2} = \frac{m_{N_2}}{M_{N_2}}$$

$$m_{N_2} = n_{N_2} \cdot M_{N_2}$$

$$m_{N_2} = 10 \text{ mol} \cdot 28,02 \text{ g/mol} = 280,2 \text{ g}$$

b)

W analogiczny sposób postępujemy w przypadku żelaza.

Masę 0,5 mola żelaza wyznacza się ze wzoru:

$$m_{Fe} = n_{Fe} \cdot M_{Fe} = 0,5 \text{ mol} \cdot 55,85 \text{ g/mol} = 27,92 \text{ g}$$

Odpowiedź: 10 moli azotu waży 280,2 g a 0,5 mola żelaza 27,92 g.

Przykład 2.12

Ile moli wody znajduje się w 450,5 g wody?

Dane:

$$m_{H_2O} = 450,5 \text{ g}$$

$$M_{H_2O} = 18,02 \text{ g/mol}$$

Szukane:

$$n_{H_2O} = ?$$

Rozwiązanie:

Podobnie jak w poprzednim przykładzie korzystamy z zależności

$$n = \frac{m}{M_{\text{mol}}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} = \frac{450,5 \text{ g}}{18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 25$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = 25 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Odpowiedź: W 450,5 g wody znajduje się 25 moli.

Przykład 2.13

Ile atomów glinu znajduje się w 10,20 g tlenku glinu Al_2O_3 ?

Dane:

$$m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 10,20 \text{ g}$$

$$M_{\text{Al}} = 26,98 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{O}} = 16,00 \text{ g/mol}$$

$$N_{\text{A}} = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Szukane:

$$N_{\text{Al}} = ?$$

Rozwiązanie:

Tlenek glinu ma wzór Al_2O_3 , zatem jego masa molowa zawiera masę 2 moli atomów glinu i 3 moli atomów tlenu, co oznacza, że $n_{\text{Al}} = 2 n_{\text{Al}_2\text{O}_3}$.

Obliczamy masę molową tlenku glinu:

$$M_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 2 \cdot 26,98 + 3 \cdot 16,00 = 102,0 \text{ g/mol}$$

Wykorzystujemy zależność

$$n = \frac{N}{N_{\text{A}}}$$

Aby określić liczbę atomów glinu N w określonej masie m tlenku glinu Al_2O_3 , należy obliczyć liczbę moli związku $n_{\text{Al}_2\text{O}_3}$

$$n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{M_{\text{Al}_2\text{O}_3}}$$

następnie liczbę moli glinu n_{Al}

$$n_{\text{Al}} = 2 \cdot n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 2 \cdot \frac{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{M_{\text{Al}_2\text{O}_3}}$$

i podstawić do wzoru $n = \frac{N}{N_A}$

$$n_{Al} = \frac{N_{Al}}{N_A} \text{ stąd}$$

$$N_{Al} = n_{Al} \cdot N_A = 2 \cdot n_{Al_2O_3} \cdot N_A = 2 \cdot \frac{m_{Al_2O_3}}{M_{Al_2O_3}} \cdot N_A$$

Po podstawieniu danych otrzymuje się:

$$N_{Al} = 2 \cdot \frac{10,20 \text{ g}}{102,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$N_{Al} = 1,204 \times 10^{22} \text{ atomów Al}$$

Odpowiedź: W 10,20 g tlenku glinu zawarte jest $1,204 \times 10^{22}$ atomów glinu.

Przykład 2.14

W ilu gramach węgla znajduje się tyle samo atomów, co w 7,75 g fosforu?

Dane:

$$m_P = 7,75 \text{ g}$$

$$M_C = 12,01 \text{ g/mol}$$

$$M_P = 30,97 \text{ g/mol}$$

Szukane:

$$m_C = ?$$

Rozwiązanie:

Skoro liczba atomów węgla i fosforu ma być równa, to znaczy, że liczby moli tych pierwiastków muszą być także równe, czyli $n_C = n_P$.

Korzystając, ze wzoru $n = \frac{m}{M_{\text{mol}}}$

$$\frac{m_P}{M_P} = \frac{m_C}{M_C} \quad m_C = M_C \cdot \frac{m_P}{M_P}$$

$$m_C = 12,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot \frac{7,75 \text{ g}}{30,97 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$m_C = 3,005 \text{ g C}$$

Odpowiedź: W 3,005 g węgla zawarte jest tyle samo atomów, co w 7,75 g fosforu.

Przykład 2.15

Ile gramów tlenku glinu należy odważyć, aby mieć tyle samo atomów tlenu, ile znajduje się w 36,04 g wody?

Dane:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 36,04 \text{ g}$$

$$M_{\text{Al}} = 26,98 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{O}} = 16,00 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{H}} = 1,008 \text{ g/mol}$$

$$N_{\text{O}} = \text{const.}$$

Szukane:

$$m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = ?$$

Rozwiązanie:

Zarówno w tlenku glinu, jak i w wodzie musimy mieć taką samą liczbę atomów tlenu, a więc i taką samą liczbę moli atomów tlenu.

Obliczamy liczbę moli atomów tlenu zawartych w określonej masie wody.

$$n_{\text{O}} = n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Tyle samo atomów tlenu musi znajdować się w tlenku glinu.

$$n_{\text{O}} = 3 \cdot n_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 3 \cdot \frac{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{M_{\text{Al}_2\text{O}_3}}$$

$$\text{stąd } 3 \cdot \frac{m_{\text{Al}_2\text{O}_3}}{M_{\text{Al}_2\text{O}_3}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Zatem:

$$m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{1}{3} \cdot \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot M_{\text{Al}_2\text{O}_3}$$

$$m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = \frac{1}{3} \cdot \frac{36,04 \text{ g}}{18,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 102,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 68,00 \text{ g}$$

Odpowiedź: Tyle samo atomów tlenu co w 36,04 g wody znajduje się w 68,00 g tlenku glinu.

Przykład 2.16

Jaką objętość w warunkach normalnych zajmie 0,25 mola siarkowodoru?

Dane:

$$n_{\text{H}_2\text{S}} = 0,25 \text{ mola}$$

Szukane:

$$v = ?$$

Rozwiązanie:

Obliczając objętość korzystamy z objętości molowej gazów w warunkach normalnych czyli z faktu, że 1 mol gazu zajmuje objętość $22,41 \text{ dm}^3$:

$$n = \frac{v}{V_{\text{mol}}}$$

$$v = n \times V_{\text{mol}} = 0,25 \text{ mol} \cdot 22,41 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} = 5,602 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź: 0,25 mola siarkowodoru w warunkach normalnych zajmuje objętość $5,602 \text{ dm}^3$.

Przykład 2.17

Oblicz objętość metanu (w dm^3), odmierzonego w warunkach normalnych, w której znajduje się taka sama liczba moli węgla, co w 8,802 g dwutlenku węgla.

Dane:

$$m_{\text{CO}_2} = 8,802 \text{ g}$$

$$n_{\text{C}} = \text{const.}$$

Szukane:

$$v_{\text{CH}_4} = ?$$

Rozwiązanie:

Obliczamy objętość metanu odmierzoną w warunkach normalnych

$$\text{z zależności } n_{\text{CH}_4} = \frac{v_{\text{CH}_4}}{V_{\text{mol}}}$$

$$v_{\text{CH}_4} = n_{\text{CH}_4} \cdot V_{\text{mol}}$$

Zarówno w metanie, jak i w dwutlenku węgla musimy mieć taką samą liczbę moli węgla.

$$n_{\text{C}} = n_{\text{CO}_2} = n_{\text{CH}_4}$$

Obliczamy zatem liczbę moli węgla zawartych w 8,802 g CO₂

$$n_C = n_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}}$$

Podstawiamy do wzoru na objętość, korzystając z wyznaczonych zależności

$$V_{\text{CH}_4} = n_{\text{CH}_4} \cdot V_{\text{mol}} = n_{\text{CO}_2} \cdot V_{\text{mol}} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{M_{\text{CO}_2}} \cdot V_{\text{mol}} = \frac{8,802 \text{ g}}{44,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 22,41 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$$

$$V_{\text{CH}_4} = 4,482 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź: W 4,482 dm³ CH₄ znajduje się tyle samo moli węgla, co w 8,802 g CO₂.

2.3. Podstawowe prawa chemiczne

W stechiometrycznych obliczeniach chemicznych (opartych na wzorach i równaniach chemicznych) wykorzystuje się następujące prawa chemiczne: prawo zachowania masy, prawo stałych stosunków wagowych (stałości składu), prawo stałych stosunków objętościowych (omówione w rozdziale 4) i prawo stałych stosunków wielokrotnych.

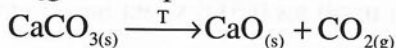
Wszystkie te prawa zostały przytoczone w rozdziale 1 tego skryptu, w tym zostaną jedynie zaprezentowane obliczeniowe zastosowania tychże praw.

2.3.1. Prawo zachowania masy

W układzie zamkniętym suma mas substratów biorących udział w reakcji chemicznej jest równa sumie mas produktów uzyskanych w wyniku tej reakcji.

$$\Sigma m_{\text{substratów}} = \Sigma m_{\text{produktów}}$$

Reakcja rozkładu węglanu wapnia zachodzi według równania:



Według równania masa jednego mola substratu równa jest masie produktów i wynosi:

$$m_s = n \cdot M = 1 \text{ mol} \cdot M_{\text{CaCO}_3} = 1 \text{ mol} \cdot 100,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 100,8 \text{ g}$$

Masa produktów równa się sumie masy jednego mola CaO ($m_{\text{CaO}} = 56,07 \text{ g}$) i masy 1 mola CO₂ ($m_{\text{CO}_2} = 44,01 \text{ g}$) co daje w wyniku sumę $\Sigma m_p = m_{\text{CaO}} + m_{\text{CO}_2} = 56,07 + 44,01 = 100,8 \text{ g}$. Zatem masa substratów równa się masie produktów, $m_s = m_p = 100,8 \text{ g}$.

Przykład 2.18

W zamkniętej komorze spalono w tlenie 12,01 g węgla, otrzymując 44,01 g dwutlenku węgla. Oblicz ile gramów tlenu przereagowało z węglem, oraz jaką objętość, w warunkach normalnych, zajmował tlen, jeżeli jego gęstość w warunkach normalnych wynosi $d_{\text{O}_2} = 1,428 \text{ g/dm}^3$.

Dane:

$$m_{\text{C}} = 12,01 \text{ g}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 44,01 \text{ g}$$

$$d_{\text{O}_2} = 1,428 \text{ g/dm}^3$$

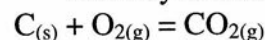
Szukane:

$$m_{\text{O}_2} = ?$$

$$v_{\text{O}_2} = ?$$

Rozwiązanie:

Piszemy równanie reakcji spalania węgla w tlenie:



$$m_s = m_p$$

$$m_{\text{C}} + m_{\text{O}_2} = m_{\text{CO}_2}$$

$$m_{\text{O}_2} = m_{\text{CO}_2} - m_{\text{C}} = 44,01 \text{ g} - 12,01 \text{ g} = 32,00 \text{ g}$$

Korzystamy ze wzoru na gęstość

$$d_{\text{O}_2} = \frac{m}{v}$$

$$v = \frac{m}{d_{\text{O}_2}}$$

$$v_{\text{O}_2} = \frac{32,00 \text{ g}}{1,428 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}} = 22,41 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź: Węgiel o masie 12,01 g węgla (1 mol) przereagował z tlenem o masie 32,00 g tlenu (1 mol) i jak należało się spodziewać w warunkach normalnych jeden mol powstałego gazu – dwutlenku węgla zajmował objętość 22,41 dm³.

2.3.2. Prawo stałości składu związku chemicznego

Jak wiadomo, główną cechą charakteryzującą większość związków chemicznych jest stałość jego składu pierwiastkowego, zarówno ilościowego, jak i jakościowego, niezależnie od pochodzenia, czy sposobu otrzymywania. Tę cechę związku jako pierwszy sprawdził eksperymentalnie i sformułował w postaci prawa chemik francuski Joseph L. Proust. Prawo to znane jest w chemii pod nazwą prawa stałości składu związku chemicznego lub prawa stałych stosunków wagowych.

Pierwiastki chemiczne tworzące stechiometryczne związki chemiczne łączą się w ściśle określonych i stałych stosunkach wagowych.

Oznacza to, że stosunek ilości wagowych substancji łączących się w określony związek chemiczny jest niezmienny. Związki stechiometryczne nazywa się także „daltonidami” ze względu na to, że prawo stałych stosunków wagowych stanowi podstawę teorii atomistycznej Daltona.

Na przykład trójtlenek siarki SO_3 ma stosunek wagowy siarki do tlenu $m_S/m_O = 32,07/3 \cdot 16,00 \approx 2 : 3$, a tlenek węgla CO , ma stosunek wagowy węgla do tlenu $m_C/m_O = 12,01/16,00 \approx 3 : 4$.

W zależności od potrzeb stosunki wagowe można wyrażać stosując różne jednostki masy.

1,008 g wodoru łączy się z 8,000 g tlenu

2,016 g wodoru łączy się z 16,00 g tlenu co jest równoważne stwierdzeniu, że 1 mol wodoru H_2 łączy się z 0,5 mola tlenu O_2 .

1,008 mg wodoru łączy się z 8,000 mg tlenu itd.

Uwzględniając prawo zachowania masy, stosunek $\frac{m_{\text{wodoru}}}{m_{\text{tlenu}}} = \frac{1,008}{8,000} \approx \frac{1}{8}$

można interpretować następująco, np.:

9,008 g wody utworzone jest z 8,000 g tlenu i 1,008 g wodoru

lub 9,008 kg wody utworzone jest z 8,000 kg tlenu i 1,008 kg wodoru.

Przykład 2.19

Ile gramów siarki wchodzi w skład 10,0 g siarczku miedzi (I) o składzie $m_S : m_{\text{Cu}} = 1 : 4$?

Dane:

$$m_{\text{Cu}_2\text{S}} = 10,0 \text{ g}$$

$$m_{\text{S}} : m_{\text{Cu}} = 1 : 4$$

Szukane:

$$m_{\text{S}} = ?$$

Rozwiązanie:

$$m_{\text{S}} : m_{\text{Cu}} = 1 : 4 \quad (1)$$

$$m_{\text{Cu}_2\text{S}} = m_{\text{S}} + m_{\text{Cu}} \quad (2)$$

Wyznaczając m_{Cu} z równania (1):

$$m_{\text{Cu}} = 4m_{\text{S}}$$

i podstawiając do równania (2) otrzymujemy:

$$m_{\text{Cu}_2\text{S}} = m_{\text{S}} + 4m_{\text{S}} = 5m_{\text{S}}$$

$$\text{Zatem } m_{\text{S}} = m_{\text{Cu}_2\text{S}} / 5 = 10,0 \text{ g} / 5 = 2,0 \text{ g.}$$

Odpowiedź: W 10,0 g siarczku miedzi(I) zawarte jest 2,0 g siarki.

Przykład 2.20

Obliczyć skład procentowy tlenku magnezu, jeżeli do spalenia 12,30 g magnezu zużyto 8,00 g tlenu.

Dane:

$$m_{\text{Mg}} = 12,30 \text{ g}$$

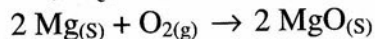
$$m_{\text{O}} = 8,00 \text{ g}$$

Szukane:

$$c_{\%}\text{Mg} = ?$$

$$c_{\%}\text{O} = ?$$

Rozwiązanie:



Obliczamy stosunek Mg : O w MgO:

$$M_{\text{Mg}} : M_{\text{O}}$$

$$24,30 : 16,00 = 3,00 : 2,00 \approx 3 : 2$$

Do reakcji również wzięto magnez i tlen w stosunku wagowym 3 : 2

$$12,30 : 8,00 = 3 : 2,$$

więc możemy skorzystać z prawa zachowania masy: $m_{\text{s}} = m_{\text{p}}$ i obliczyć masę otrzymanego tlenku magnezu

$$m_{\text{MgO}} = m_{\text{Mg}} + m_{\text{O}} = 12,30 \text{ g} + 8,00 \text{ g} = 20,30 \text{ g}$$

Obliczamy skład procentowy tlenku magnezu:

$$c_{\%Mg} = \frac{m_{Mg}}{m_{MgO}} \cdot 100\%$$

$$c_{\%Mg} = \frac{12,30 \text{ g}}{20,30 \text{ g}} \cdot 100\% = 60,59\%$$

$$c_{\%O} = 100\% - c_{\%Mg} = 100\% - 60,59 = 39,41\%$$

Odpowiedź: Tlenek magnezu zawiera 60,59% magnezu i 39,41% tlenu.

2.3.3. Prawo stosunków wielokrotnych

Jeżeli dwa pierwiastki A i B tworzą ze sobą więcej niż jeden związek chemiczny, to masy pierwiastka A przypadające na taką samą masę pierwiastka B mają się do siebie jak niewielkie liczby całkowite.

Przykład 2.21

Oblicz stosunek masowy tlenu w poszczególnych tlenkach azotu: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 i N_2O_5 względem azotu.

Dane:

$$M_N = 14,01 \text{ g/mol}$$

$$M_O = 16,00 \text{ g/mol}$$

Szukane:

$$m_N/m_O = ?$$

Rozwiązanie:

Azot posiada 5 tlenków: N_2O : NO : N_2O_3 : NO_2 : N_2O_5 . Zadanie to można rozwiązać dwoma sposobami.

1. Obliczając masy pierwiastków korzystamy ze wzoru na liczbę moli $n = m/M$. Stosunek masowy dla poszczególnych tlenków wynosi

$$\begin{array}{ccccc} N_2O, & NO, & N_2O_3, & NO_2, & N_2O_5 \\ 2 \times M_N : M_O & M_N : M_O & 2 \times M_N : 3 \times M_O & M_N : 2 \times M_O & 2 \times M_N : 5 \times M_O \end{array}$$

W przeliczeniu na tę samą masę azotu stosunek będzie następujący:

$$M_N : \frac{M_O}{2} \quad M_N : M_O \quad M_N : \frac{3M_O}{2} \quad M_N : 2M_O \quad M_N : \frac{5M_O}{2}$$

Zatem

$$14,01 : 8,00 \quad 14,01 : 16,00 \quad 14,01 : 24,00 \quad 14,01 : 32,00 \quad 14,01 : 40$$

Ponieważ stosunek tworzą najmniejsze niepodzielne liczby całkowite, to wszystkie wartości dzielimy przez 2 i zaokrąglamy do liczb całkowitych:

$N_2O,$	$NO,$	$N_2O_3,$	$NO_2,$	N_2O_5
$7 : 4$	$7 : 8$	$7 : 12$	$7 : 16$	$7 : 20$

2. Podobnie jak w poprzednim sposobie korzystać można z zależności $n = m/M$. Ponieważ masa azotu jest wprost proporcjonalna do liczby moli ($n \sim m$), wzory tlenków azotu N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 można zapisać ogólnym wzorem NO_x i przybiorą one postać (zakładając n azotu = 1):

N_2O	NO	N_2O_3	NO_2	N_2O_5
$NO_{0,5}$	NO	$NO_{1,5}$	NO_2	$NO_{2,5}$

Zatem stosunek liczby moli atomów tlenu w poszczególnych tlenkach azotu NO_x wynosi:

$$0,5 : 1 : 1,5 : 2 : 2,5 = 1 : 2 : 3 : 4 : 5$$

Odpowiedź: W poszczególnych tlenkach azotu masa tlenu przypadająca na 7 g N wynosi odpowiednio 4 : 8 : 12 : 16 : 20.

2.4. Zadania

- 2.1. Wiadomo, że jeden z izotopów boru, który ma atomy z 5 neutronami i waży 10,01 u, a drugi, mający 6 neutronów waży 11,01 u, natomiast masa atomowa boru wynosi 10,81 u. Oblicz izotopowy skład procentowy tego pierwiastka.
- 2.2. Chlor stanowi mieszaninę dwóch trwałych izotopów: 75,77% ^{35}Cl , 24,23% ^{37}Cl . Oblicz jego masę atomową i gęstość w warunkach normalnych. Masy atomowe izotopów chloru podano w tabeli 2.
- 2.3. Znaleźć defekt masy atomu, energię wiązania nukleonów oraz energię wiązania przypadającą na jeden nukleon dla następujących atomów: ^3_1T ; $^{12}_6\text{C}$; $^{16}_8\text{O}$; $^{56}_{26}\text{Fe}$; $^{238}_{92}\text{U}$. Przyjąć, że masy atomów wynoszą odpowiednio $M_{^3_1\text{T}} = 3,016049$ u, $M_{^{12}_6\text{C}} = 12$ u, $M_{^{16}_8\text{O}} = 15,994915$ u, $M_{^{56}_{26}\text{Fe}} = 55,934932$ u, $M_{^{238}_{92}\text{U}} = 238,05706$ u, masa protonu $M_p = 1,007276467$ u, masa neutronu $M_n = 1,008664916$ u, a masa

elektronu $M_e = 0,000548579$ u. Energie wyrazić w MeV (energia odpowiadająca zanikowi 1u wynosi 931,5 MeV).

- 2.4. Ile razy masa atomowa cyrkonu jest większa od masy atomowej węgla?
- 2.5. Oblicz masę cząsteczkową: a) N_2O_3 , b) SO_2 , c) NH_3 , d) CS_2 , e) C_4H_9OH , f) H_2SeO_4 , g) C_2H_6O , h) H_3PO_4 , i) $COCl_2$, j) C_3H_4 .
- 2.6. Oblicz masę cząsteczkową wody ciężkiej, otrzymanej w wyniku reakcji deuteru 2_1D i tlenu ${}^{16}_8O$.
- 2.7. Oblicz masę (w gramach): a) atomu złota, b) cząsteczki wodoru fosforu PH_3 , c) cząsteczki ozonu O_3 .
- 2.8. Ustal wzory następujących związków: a) tlenku o masie cząsteczkowej 104,6 u, zawierającego pierwiastek na IV stopniu utlenienia; b) siarczku o masie cząsteczkowej 159,8 u, zawierającego pierwiastek na I stopniu utlenienia; c) wodoru o masie cząsteczkowej 42,10 u, zawierającego metal z II grupy układu okresowego pierwiastków.
- 2.9. Oblicz masę atomową pierwiastka, którego masa wynosi $1,593 \times 10^{-22}$ g.
- 2.10. Ustal wzór związku chemicznego, którego cząsteczka składa się z 2 atomów pierwiastka o masie 53,96 u i 3 atomów tlenu.
- 2.11. Masa cząsteczkowa tlenku pewnego niemetalu wynosi 108,0 u. Wiedząc, że w cząsteczce na 5 atomów tlenu przypadają 2 atomy tego pierwiastka, ustal, jaki to pierwiastek.
- 2.12. Oblicz stosunek wagowy pierwiastków w następujących związkach: a) P_4O_{10} , b) SiO_2 , c) CH_3COOH , d) K_2MnO_4 , e) H_2PtCl_6 , f) $Fe(CO)_5$.
- 2.13. Oblicz zawartość procentową pierwiastków wchodzących w skład związków: a) H_2SO_4 , b) $Na[Al(OH)_4]$, c) K_2HPO_4 , d) Fe_2S_3 .
- 2.14. Oblicz wartości liczbowe indeksów stechiometrycznych x w związkach: a) C_4H_xO o masie cząsteczkowej 70,08 u, b) Na_2CS_x o masie cząsteczkowej 154,2 u, c) $H_4P_xO_7$ (masa cząsteczkowa 177,90 u).
- 2.15. Ustal, jakie pierwiastki oznaczono symbolem E w poniższych związkach: a) EH_3 o masie cząsteczkowej 77,94 u, b) E_2O_3 (masa cząsteczkowa 151,9 u), c) EF_4 (masa cząsteczkowa 207,3 u).
- 2.16. Jaką liczbę moli stanowi jeden atom, a jaką stanowi cała ludzka populacja załóż $6,022 \times 10^9$ ludzi?

- 2.17. Oblicz masę (w gramach) następujących substancji: a) 5 moli atomowego chloru, b) 2 moli cząsteczek fosforu P_4 , c) 0,3 mola kwasu chlorowego (V).
- 2.18. Obliczyć ile atomów żelaza znajduje się w 78,40 g żelaza?
- 2.19. Ile moli węgla zawartych jest w 90,10 g glukozy o wzorze $C_6H_{12}O_6$?
- 2.20. Oblicz liczbę moli substancji, zawartą w: a) 55,05 g węglanu wapnia, b) 15,15 g azotanu (V) potasu, c) 374,4 g dichromianu (VI) amonu.
- 2.21. Oblicz objętość 0,5 mola miedzi, jeżeli jej gęstość w temperaturze $20^\circ C$ wynosi $8,920 \text{ g/cm}^3$.
- 2.22. Oblicz liczbę atomów potasu znajdujących się w: a) jednym molu siarczanu (IV) potasu, b) 90,00 g azotanu (V) potasu.
- 2.23. Oblicz liczbę drobin znajdujących się w: a) 46,08 g jodowodoru, b) 0,100 milimola amoniaku, c) 0,015 kg tlenku cyny (IV)
- 2.24. Oblicz masę bromowodoru w gramach zawierającą:
a) $6,022 \times 10^{22}$ cząsteczek gazu, b) $2,00 \times 10^{22}$ atomów bromu.
- 2.25. Uporządkuj gazy według wzrastającej gęstości (w warunkach normalnych): tlen, azot, etan, argon. Szereg uzasadnij.
- 2.26. Oblicz masę (w gramach) kwasu szczawiowego – $H_2C_2O_4$ – mającą:
a) $6,022 \times 10^{23}$ cząsteczek, b) $3,011 \times 10^{23}$ atomów tlenu, c) $1,505 \times 10^{22}$ wszystkich atomów.
- 2.27. Która z próbek zawiera więcej atomów wodoru: 450,0 g wody, czy 2,5 mol chlorowodoru?
- 2.28. Oblicz masę $2,005 \times 10^{23}$ cząsteczek tlenku węgla (II).
- 2.29. Oblicz, ile jest atomów w $0,010 \text{ dm}^3$ rtęci, jeżeli jej gęstość wynosi $13,50 \text{ g/cm}^3$.
- 2.30. Oblicz w ilu gramach wody zawarte jest 6,048 g wodoru.
- 2.31. Oblicz w ilu gramach siarki, znajduje się tyle samo atomów, co w 3,70 g węgla.
- 2.32. Gdzie znajduje się więcej atomów tlenu w 95,34 g tlenku wapnia, czy w 80,0 g wodorotlenku sodu?
- 2.33. Jaką objętość w warunkach normalnych zajmuje 102,3 g siarkowodoru?
- 2.34. Oblicz ile należy odważyć azotanu (V) potasu, aby próbka zawierała taką samą liczbę atomów azotu, jaka znajduje się w 8,002 g azotanu (V) amonu.
- 2.35. Oblicz ile gramów wodorotlenku wapnia należy odważyć, aby próbka zawierała taką samą liczbę atomów tlenu, jaka znajduje się w $15,01 \text{ dm}^3$ tlenku siarki (VI) odmierzonego w warunkach normalnych.

- 2.36. W ilu m^3 metanu (odmierzanego w warunkach normalnych) znajduje się taka sama liczba atomów wodoru, co w $67,23 \text{ dm}^3$ propanu?
- 2.37. W ilu cm^3 tlenku azotu (I) (odmierzanego w warunkach normalnych) znajduje się taka sama liczba atomów azotu co, w $17,25 \text{ g}$ azotanu (III) sodu?
- 2.38. Ogrzewano $10,45 \text{ g}$ tlenku rtęci (II). Rozkład przerwano w momencie, gdy powstało $5,312 \text{ g}$ rtęci. Ile procent tlenku rtęci (II) nie uległo rozkładowi?