

Rozdział 5

Stężenia roztworów, stechiometria reakcji w roztworach

Maciej Walewski

Spis treści

5.1	Pojęcie roztworu	156
5.2	Wyrażanie składu roztworu	156
5.2.1	Stężenie procentowe masowe	157
5.2.2	Stężenie procentowe objętościowe	160
5.2.3	Stężenie molowe	161
5.2.4	Stężenie normalne	162
5.2.5	Stężenie molalne	166
5.2.6	Ułamek molowy	166
5.3	Sporządzanie roztworów z czystych składników	167
5.4	Rozcieńczanie, zatężanie i mieszanie roztworów o tych samych jednostkach stężeń	170
5.5	Mieszanie dwóch roztworów tej samej substancji o różnych stężeniach	172
5.6	Przeliczanie stężeń roztworów	177
5.7	Stechiometria roztworów	179
5.8	Zadania	184
5.9	Odpowiedzi	193

5.1 Pojęcie roztworu

Roztworem nazywamy jednorodną mieszaninę dwóch lub więcej substancji. Pod względem stanu skupienia można wyróżnić roztwory gazowe, ciekłe i stałe. W roztworach gazowych i ciekłych cząsteczki (lub jony) przemieszczają się względem siebie ruchem chaotycznym, wynikającym z ruchów termicznych. Najprostsze w opisie są roztwory gazowe, czyli mieszaniny gazów (np. powietrze).

Roztwory stałe są osobną kategorią mieszanin i nazywane są czasami kryształami mieszanymi. W roztworach stałych cząsteczki lub jony mają ograniczone możliwości przemieszczania się, ale ciągle wykazują drgania termiczne. W roztworach stałych typu podstawieniowego jeden ze składników zastępuje drugi w węzłach sieci (np. roztwór stały AuAg). Znane są również roztwory stałe defektowe, w których w wyniku defektów część węzłów sieci jest pusta, oraz roztwory stałe międzywęzłowe, w których małe atomy (jony lub cząsteczki) drugiego składnika zajmują puste przestrzenie pomiędzy węzłami sieci krystalicznej (np. roztwór stały Bi-Li).

Ważnym typem roztworów, na którym się skoncentrujemy w tym rozdziale, są roztwory ciekłe. W roztworze ciekłym mamy do czynienia z ciekłym rozpuszczalnikiem, a substancją rozpuszczoną może być gaz, ciecz, lub ciało stałe. Przykładami takich roztworów są odpowiednio roztwory chłorowodoru, etanolu czy cukru w wodzie. Znaczenie roztworów w chemii wynika przede wszystkim z tego, że duża część reakcji chemicznych w laboratoriach chemicznych, przemyśle lub w środowisku naturalnym zachodzi w ciekłych (najczęściej wodnych) roztworach substancji.

5.2 Wyrażanie składu roztworu

W celu opisanie cech roztworu musimy jednoznacznie zdefiniować jego skład. Istnieje wiele sposobów określania składu roztworu. Umiejętność wyznaczania składu roztworu i przeliczanie jednych rodzajów stężeń na drugie należy do podstawowych umiejętności każdego chemika.

Ilość danego składnika, podobnie jak ilość roztworu, może być wyrażana poprzez masę, objętość lub liczbę moli. Daje to możliwość zdefiniowania wielu rozmaitych typów stężeń, będących odzwierciedleniem proporcji ilości składnika w stosunku do ilości roztworu (bądź mieszaniny). Można podawać proporcję masy składnika do masy innego składnika lub masy roztworu, proporcję odpowiednich objętości do objętości innego składnika lub objętości całkowitej lub proporcję liczby moli w odniesieniu do liczby moli innego składnika lub całkowitej liczby moli. Możliwe jest również wyrażanie ilości składników i ilości roztworu (mieszaniny) w różnych wielkościach: mole-objętość, mole-masa czy masa-objętość, co umożliwia wyrażanie stosunków ilościowych roztworów, mieszanin lub związków chemicznych łącznie co najwyżej na 18 sposobów.

Przy obliczeniach związanych ze stechiometrią wzorów chemicznych wyrażaliśmy stosunki ilościowe pierwiastków przez stosunek ilości moli atomów (lub liczby atomów we wzorze) jednego składnika do ilości moli atomów (lub liczby atomów) kolejnych składników związku chemicznego i wiązaliśmy wzór związku z jego składem procentowym masowym. To były również obliczenia stężeń i ich wzajemne przeliczanie.

W tym rozdziale opiszemy najbardziej popularne sposoby wyrażania składu, a więc wykorzystywane w życiu codziennym stężenie procentowe, używane szeroko w laboratoriach analitycznych stężenie molowe i normalne, popularne w naukach o ochronie środowiska jednostki ppm, ppb, a także stężenia molalne i ułamki molowe stosowane najczęściej w chemii fizycznej oraz inżynierii chemicznej.

W tym miejscu należy również zwrócić uwagę na możliwość zdefiniowania różnych jednostek w oparciu o tę samą wielkość, przykładem niech tu będzie niewymieniony jeszcze ułamek masowy, który pomnożony przez 100 daje nam procenty masowe, a pomnożony przez 10^3 , 10^6 lub 10^9 daje promile, ppm i ppb, służące do wyrażania mniejszych i bardzo małych stężeń.

Składy roztworów i mieszanin wyrażamy najczęściej przez:

- **Ułamek masowy** u_m , z którego wywodzą się: **procentowość masowa** $c_{\%m}$, części na milion **ppm** c_{ppm} oraz części na miliard **ppb** c_{ppb} .
- **Ułamek objętościowy** u_V , z którego wywodzi się **procentowość objętościowa** $c_{\%V}$.
- **Ułamek molowy** u_M (oznaczany częściej przez x), z którego wywodzi się **procentowość molowa** $c_{\%M}$. Pochodnymi tego stężenia są: **rozpuszczalność** związków wyrażana najczęściej przez liczbę gramów związku zawartych w 100 g roztworu nasyconego oraz **stężenie molalne** wyrażane przez liczbę moli związku przypadającą na 1 kg rozpuszczalnika.
- **Stężenie molowe** (ang. *molar concentration*) c_M wyrażane przez liczbę moli związku przypadającą na 1 dm³ (1 l) roztworu; pochodną tego stężenia jest **stężenie normalne** c_N (zwane również formalnym) wyrażane przez liczbę równoważników związku przypadającą na 1 dm³ roztworu.

Jeżeli nie podamy informacji, o jakim stężeniu procentowym mówimy, to domyślnie rozumiemy, że stężenie procentowe masowe $\%_{(m/m)}$ dotyczy ciał stałych i roztworów; z jednym wyjątkiem – domyślnym stężeniem dla roztworu alkoholu etylowego w wodzie są procenty objętościowe $\%_{(V/V)}$. Dla gazów, domyślnym stężeniem procentowym jest stężenie procentowe objętościowe $\%_{(V/V)}$.

W przemyśle, np. przy produkcji cukru, kwasu siarkowego(VI) czy leków, używamy również innych sposobów wyrażania stężeń. Każdy z tych sposobów ma swoje zalety i wady w zależności od wymagań stawianych w dziedzinie, w której ma być używany. Należy jednak pamiętać, że w oficjalnych dokumentach (normy, patenty, dokumentacja technologiczna, literatura naukowa) należy używać jednostki stężeń tylko prawnie dopuszczonych do użytku.

5.2.1 Stężenie procentowe masowe

Stężenie procentowe masowe $\%_{(m/m)}$ wywodzi się z ułamka masowego u_m , który jest równy masie składnika m_s przypadającej na jednostkę masy mieszaniny. W ogólnym przypadku wylicza się ze wzoru 5.1, w którym m oznacza całkowitą masę roztworu.

$$u_m = \frac{m_s}{m_r} \quad (5.1)$$

Stężenie procentowe masowe $c_{\%m}$ podaje, ile kilogramów rozpuszczonej substancji zawarte jest w 100 kg roztworu.

Zazwyczaj jednak używa się gramów w definicji tego stężenia. Rodzaj użytych jednostek masy nie jest w tym przypadku istotny ponieważ stężenie procentowe masowe jest pochodną bezwymiarowego ułamka masowego, a więc zamiast kilogramów można użyć w liczniku i mianowniku wzoru 5.1 dowolnych (ale takich samych) jednostek masy – nawet uncji czy funtów.

$$c_{\%m} = u_m \cdot 100\% = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% \quad (5.2)$$

Przykład 5.1: Obliczanie stężenia procentowego masowego na podstawie zawartości substancji w roztworze.

Roztwór zawiera 20 g sacharozy w 100 g roztworu. Jakie jest jego stężenie procentowe masowe?

Rozwiązanie: W ogólnym przypadku korzystamy ze wzoru 5.2.

$$c_{\%m} = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% = \frac{20}{100} \cdot 100\% = 20\%$$

W tym wyjątkowym przykładzie, możemy opierając się na definicji stężenia procentowego masowego, bez jakiegokolwiek liczenia stwierdzić, że stężenie roztworu wynosi 20%, natomiast dla każdej innej ilości roztworu trzeba wykonać obliczenia wg wzoru 5.2.

Odpowiedź: Stężenie tego roztworu wynosi 20%.

Przykład 5.2: Obliczanie stężenia procentowego masowego na podstawie masy substancji i masy rozpuszczalnika.

W 100 g wody rozpuszczono 20,0 g soli kuchennej. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.

Rozwiązanie: Biorąc pod uwagę, że całkowita masa roztworu m_r równa się sumie mas obu składników – substancji rozpuszczonej m_s i rozpuszczalnika m_w :

$$m_r = m_s + m_w = 20,0 + 100 = 120 \text{ g}$$

to po zastosowaniu wzoru 5.2 mamy:

$$c_{\%m} = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% = \frac{20,0}{120} \cdot 100\% = 16,7\%$$

Odpowiedź: Stężenie tego roztworu wynosi 16,7%.

W przypadku roztworów wodnych substancji zawierających uwodnione sole, woda wchodzi również w skład odmierzanej próbki związku. W takim przypadku jako masę substancji przyjmuje się masę bezwodnej soli. Jeżeli więc do sporządzenia roztworu siarczanu(VI) sodu możemy użyć Na_2SO_4 , $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ lub $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, to w każdym przypadku jako masę substancji będziemy brać do obliczeń masę bezwodnego siarczanu(VI) sodu.

Przykład 5.3: Obliczanie stężenia procentowego masowego dla hydratów.

Na 100 g wody w roztworze przypada:

- a) 10,0 g Na_2SO_4
- b) 10,0 g $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

Oblicz stężenia procentowe tych roztworów.

Rozwiązanie: Po zastosowaniu wzoru 5.2 w przypadku a) otrzymamy:

$$c_{\%m} = \frac{10,0 \text{ g}}{110 \text{ g}} \cdot 100 \% = 9,09 \%$$

W przypadku b) musimy najpierw obliczyć masę bezwodnego Na_2SO_4 zawartą w odważonej próbce. Do tego potrzebne są masy molowe bezwodnego związku i jego hydratu:

$$M_{\text{Na}_2\text{SO}_4} = 142,04 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad M_{\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = 322,20 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Bezwodny Na_2SO_4 ma zatem masę:

$$m_s = 10,0 \cdot \frac{142,04}{322,20} = 4,41 \text{ g}$$

Stężenie procentowe wynosi:

$$c_{\%m} = \frac{4,41 \text{ g}}{110 \text{ g}} \cdot 100 \% = 4,01 \%$$

Odpowiedź: Stężenie roztworu wynosi a) 9,09% b) 4,01%.

Przy oznaczeniach śladowych ilości substancji, zwłaszcza w chemii analitycznej i ochronie środowiska przyjęte jest określanie stężenia w częściach na milion – ppm (ang. *parts per million*), co odpowiada zawartości 1 mg substancji na 1 kg roztworu, a przy jeszcze większych rozcieńczeniach, także w częściach na miliard – ppb (ang. *parts per billion*), co odpowiada zawartości 1 μg substancji na 1 kg roztworu. Te stężenia wywodzą się, podobnie jak procenty masowe, z ułamków masowych – są to ułamki masowe pomnożone odpowiednio przez 10^6 lub 10^9 . Często w mianowniku wyrażenia zamiast masy używa się objętości; wówczas dla rozcieńczonych roztworów wodnych w takim przypadku można przyjąć, że objętość 1 dm^3 jest równoważna masie 1 kg.

$$c_{\text{ppm}} = u_m \cdot 10^6 \quad 1 \text{ ppm} = \frac{1 \text{ mg}}{1 \text{ kg}} \quad (5.3)$$

$$c_{\text{ppb}} = u_m \cdot 10^9 \quad 1 \text{ ppb} = \frac{1 \mu\text{g}}{1 \text{ kg}} \quad (5.4)$$

Przykład 5.4: Przeliczenie zawartości substancji w roztworze na stężenie w ppm.

Obliczyć stężenie jonów Ni^{2+} w jednostkach ppm w roztworze zawierającym 0,100 g NiSO_4 w objętości 1000 ml.

Rozwiązanie: Ustalamy masy molowe Ni^{2+} oraz NiSO_4 :

$$M_{\text{Ni}^{2+}} = 58,69 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad M_{\text{NiSO}_4} = 154,76 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Najpierw obliczamy masę Ni^{2+} w tym roztworze:

$$m_{\text{Ni}^{2+}} = 0,100 \cdot \frac{58,69}{154,76} = 0,0379 \text{ g} = 37,9 \cdot 10^{-6} \text{ kg}$$

Zakładamy przy tym, że rozcieńczony roztwór ma masę liczbowo równą objętości (gęstość równa się $1 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$). Korzystając ze wzoru 5.3 obliczamy teraz stężenie w ppm:

$$c_{\text{ppm}} = \frac{m_{\text{Ni}^{2+}}}{m_{\text{NiSO}_4}} \cdot 10^6 = \frac{37,9 \cdot 10^{-6}}{1,00} \cdot 10^6 = 37,9 \text{ ppm}$$

Alternatywnie, taki sam wynik można uzyskać używając jednostek podanych w 5.3:

$$c_{\text{ppm}} = \frac{37,9 \text{ mg}}{1,00 \text{ kg}} = 37,9 \text{ ppm}$$

Odpowiedź: Stężenie kationów Ni^{2+} w tym roztworze wynosi 37,9 ppm.

5.2.2 Stężenie procentowe objętościowe

Stężenie procentowe objętościowe $\%_{(V/V)}$ stosuje się przede wszystkim dla roztworów gazowych. Wynika to z łatwości przeliczania procentów objętościowych gazu na ciśnienia cząstkowe oraz wielkości wyrażone w molach (ułamki molowe, procenty molowe), oczywiście przy założeniu, że mieszanina gazowa spełnia z wystarczającą dokładnością równanie stanu gazu doskonałego.

Dla roztworów cieczy w cieczach procentowość objętościowa jest rzadziej stosowana (z wyjątkiem roztworów alkoholu etylowego), ponieważ ma niedogodną właściwość braku addytywności wskutek występowania zjawiska kontrakcji objętości. Kontrakcję objętości obserwuje się podczas mieszania czystych substancji bądź ich bardzo stężonych roztworów z rozpuszczalnikiem, a otrzymane roztwory nie są bardzo rozcieńczone. W wyniku zmieszania otrzymany roztwór na ogół wykazuje mniejszą objętość niż wynosi suma objętości składników, z których roztwór został otrzymany. Przykładowo, w przypadku sporządzania średnio stężonych roztworów wodnych etanolu otrzymany roztwór będzie miał objętość o około 4% mniejszą niż suma objętości etanolu i wody wziętych do jego sporządzenia.

Stężenie procentowe objętościowe wywodzi się z ułamka objętościowego u_V , który jest równy objętości składnika V_s przypadającej na jednostkę objętości roztworu V_r – w ogólnym przypadku wylicza się go ze wzoru 5.5.

$$u_V = \frac{V_s}{V_r} \quad (5.5)$$

Stężenie procentowe objętościowe $c_{\%V}$ podaje, ile centymetrów sześciennych substancji rozpuszczonej jest zawarte w 100 cm^3 roztworu.

Do celów obliczeniowych zamiast centymetrów sześciennych można użyć w liczniku i mianowniku objętości wyrażonych w dowolnych (ale takich samych) jednostkach – nawet kwart lub baryłek.

$$c_{\%V} = u_V \cdot 100 \% = \frac{V_s}{V_r} \cdot 100 \% \quad (5.6)$$

Przykład 5.5: Obliczanie stężenia procentowego objętościowego mieszaniny cieczy.

Roztwór zawiera 20 cm^3 acetonu w 100 cm^3 roztworu. Jakie jest jego stężenie procentowe objętościowe?

Rozwiązanie: W ogólnym przypadku korzystamy ze wzoru 5.6:

$$c_{\%V} = \frac{V_s}{V_r} \cdot 100 \% = \frac{20}{100} \cdot 100 \% = 20 \%$$

W tym wyjątkowym przykładzie możemy, opierając się wyłącznie na definicji stężenia procentowego objętościowego, bez jakiegokolwiek liczenia stwierdzić, że stężenie roztworu wynosi 20 % objętościowych.

Odpowiedź: Stężenie tego roztworu wynosi $20 \%_{(V/V)}$.

Proste przekształcenia pokazują, że w przypadku roztworów cieczy użyteczny może być poniższy wzór (gdzie d oznacza gęstość):

$$c_{\%V} = \frac{V_s}{V_r} \cdot 100 \% = \frac{m_s/d_s}{m_r/d_r} \cdot 100 \% = c_{\%m} \cdot \frac{d_r}{d_s} \quad (5.7)$$

Przykład 5.6: Przeliczanie stężeń procentowych objętościowych na stężenia procentowe masowe.

Oblicz stężenie procentowe masowe wodnego roztworu etanolu o gęstości $0,817 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$, którego stężenie procentowe objętościowe wynosi 95,0 %. Gęstość czystego etanolu wynosi $0,794 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$.

Rozwiązanie: Korzystając ze wzoru 5.7, po jego przekształceniu otrzymamy:

$$c_{\%m} = c_{\%V} \cdot \frac{d_s}{d_r} = 95,0 \cdot \frac{0,794}{0,817} = 92,3 \%$$

Odpowiedź: Roztworowi etanolu o stężeniu $95,0 \%_{(V/V)}$ odpowiada roztwór o stężeniu $92,3 \%_{(m/m)}$.

5.2.3 Stężenie molowe

W laboratoriach chemicznych najchętniej stosowanym sposobem wyrażenia składu roztworu jest stężenie molowe. Operowanie tego typu stężeniem jest wygodne w zastosowaniach chemicznych,

bowiem łatwo jest określić ilość moli substancji, zawartą w określonej objętości roztworu. Roztwory dwóch różnych substancji o jednakowym stężeniu i objętości w tej samej temperaturze zawierają taką samą liczbę moli, a więc i jednakową liczbę cząsteczek substancji rozpuszczonej. Stąd, dla roztworów o jednakowym stężeniu molowym, właściwą proporcję liczby moli wyznaczoną przez współczynniki w równaniu reakcji można osiągnąć poprzez zmieszanie odpowiednich objętości roztworów. Jeżeli reakcja jest typu $A + B \longrightarrow C$ (jeden mol A reaguje z jednym molem B), wystarczy wziąć jednakowe objętości roztworów A i B o tym samym stężeniu molowym. Dla reakcji typu $A + 2B \longrightarrow C$ (jeden mol A reaguje z dwoma molami B) wystarczy zmieszać jedną objętość roztworu substancji A z dwiema objętościami roztworu substancji B (lub taką samą objętością roztworu B, ale o podwojonym stężeniu) itd.

Stężenie molowe c_M określa liczbę moli substancji zawartych w 1 dm^3 roztworu.

Stężenie molowe obliczamy z następującego wzoru (V_r to całkowita objętość roztworu w dm^3):

$$c_M = \frac{n_s}{V_r} \quad (5.8)$$

Jednostką stężenia molowego jest $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, co często w uproszczeniu zapisuje się po prostu jako M:

$$1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 1 \text{ M}$$

W układzie SI podstawową jednostką objętości jest metr sześcienny. Wobec tego tę jednostkę stężenia powinniśmy wyrażać w kilomolach na metr sześcienny. Na szczęście nie powoduje to żadnych kłopotów obliczeniowych, ponieważ $1 \frac{\text{kmol}}{\text{m}^3} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 1 \frac{\text{mmol}}{\text{cm}^3}$.

Przykład 5.7: Obliczanie stężenia molowego na podstawie zawartości składnika w roztworze.

Roztwór zawiera 20 g wodorotlenku sodu w $2,0 \text{ dm}^3$ roztworu. Oblicz jego stężenie molowe.

Rozwiązanie: Na początku obliczamy masę molową NaOH: $M_s = 40,00 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Następnie obliczamy liczbę moli NaOH:

$$n_s = \frac{m_s}{M_s} = \frac{20}{40,00} = 0,50 \text{ mol}$$

Teraz korzystamy ze wzoru 5.8:

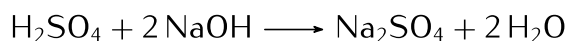
$$c_M = \frac{n_s}{V_r} = \frac{0,50}{2,0} = 0,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Odpowiedź: Roztwór ma stężenie $0,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 0,25 \text{ M}$.

5.2.4 Stężenie normalne

Substraty reakcji chemicznych niezbyt często reagują ze sobą w stosunkach równomolowych. Wymaga to bilansowania reakcji chemicznych oraz używania wielu współczynników przy przeliczaniu

mas reagentów. Próbę skutecznego pokonania tych problemów zastosowano już sto kilkadziesiąt lat temu wprowadzając równoważniki chemiczne (stało się to wcześniej niż jednoznaczne zdefiniowanie mola). Wprowadzenie równoważników chemicznych i stężeń normalnych, analogicznych do stężeń molowych, w których ilość substancji wyraża się przez równoważniki chemiczne zamiast moli, jest metodą uwzględnienia współczynników stechiometrycznych już na etapie sporządzania roztworów. Przeanalizujemy stosunki ilościowe występujące w reakcji zobojętnienia kwasu siarkowego(VI) przez wodorotlenek sodu:



Z równania reakcji wynika, że w reakcji całkowitego zobojętniania z jednym molem wodorotlenku sodu reaguje nie jeden mol, lecz połowa mola kwasu siarkowego(VI). Analogicznie, na 1 mol NaOH w reakcji całkowitego zobojętnienia zużywa się $\frac{1}{3}$ mola H_3PO_4 . Uogólnieniem tego podejścia do wszystkich reakcji chemicznych jest wprowadzenie pojęcia równoważnika chemicznego.

Stosunek mas reagujących ze sobą substancji (pierwiastków lub związków chemicznych) jest równy stosunkowi ich równoważników chemicznych.

Zgodnie z powyższym prawem równoważników Richtera **równoważnik chemiczny** R jest to ilość substancji (wielokrotność liczby moli), która w danych warunkach reaguje z jednym równoważnikiem chemicznym innej substancji. Równoważnik chemiczny danego związku może być różny w zależności od reakcji i podawany jest w walach (val). Masa jednego równoważnika chemicznego substancji wyrażona w gramach to **gramorównoważnik chemiczny** gR .

Współczynnik równoważności w można wyrazić jako stosunek:

$$w = \frac{M}{gR} = \frac{R}{n} \quad (5.9)$$

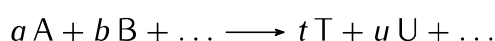
gdzie: w – współczynnik równoważności substancji ($\frac{\text{val}}{\text{mol}}$), M – masa molowa substancji ($\frac{\text{g}}{\text{mol}}$), gR – gramorównoważnik chemiczny substancji ($\frac{\text{g}}{\text{val}}$), R – równoważnik chemiczny substancji (val), n – liczba moli substancji (mol).

Stąd:

$$R = wn \quad (5.10)$$

$$gR = \frac{M}{w} \quad (5.11)$$

Dla reakcji opisanej jako:



Współczynnik równoważności związku A można znaleźć jako:

$$w_A = \frac{nww(a, b, \dots)}{a} \quad (5.12)$$

W prostych reakcjach wymiany dla kwasów, zasad i soli współczynnik równoważności równy jest sumarycznemu ładunkowi kationów (bądź wartości bezwzględnej z sumarycznego ładunku anionów):

$$w = \sum q_+ = \left| \sum q_- \right| \quad (5.13)$$

W reakcjach redoks współczynnik równoważności równy jest liczbie elektronów wymienianych przez daną cząsteczkę lub jon w określonych warunkach.

Przykład 5.8: Wyznaczanie współczynników równoważności i gramorównoważników.

Wyznaczyć współczynniki równoważności i gramorównoważniki następujących substancji (w określonych warunkach):

- kwasu siarkowego(VI) w reakcji z zasadą
- zasadowego węglanu miedzi(II) w reakcji z kwasem
- manganianu(VII) potasu, który ulega redukcji w środowisku kwasowym

Rozwiązanie: Współczynnik równoważności kwasu siarkowego(VI) zgodnie z 5.13 wynosi $w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \frac{\text{val}}{\text{mol}}$, zatem:

$$gR_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{w_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{98,08 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \frac{\text{val}}{\text{mol}}} = 49,04 \frac{\text{g}}{\text{val}}$$

Dla zasadowego węglanu miedzi(II) $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ obliczamy:

$$w_{\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3} = 2 \cdot (+2) = |2 \cdot (-2) + (-2)| = 4 \frac{\text{val}}{\text{mol}}$$

$$gR_{\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3} = \frac{221,12}{4} = 55,28 \frac{\text{g}}{\text{val}}$$

W przypadku manganianu(VII) potasu wiemy, że ulega on redukcji w środowisku kwasowym do jonów Mn^{2+} , zatem z +7 na +2 stopień utlenienia (przytacza 5 elektronów). Tym samym $w_{\text{KMnO}_4} = 5 \frac{\text{val}}{\text{mol}}$ oraz:

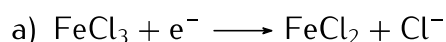
$$gR_{\text{KMnO}_4} = \frac{158,03}{5} = 31,61 \frac{\text{g}}{\text{val}}$$

Odpowiedź: Współczynniki równoważności i gramorównoważniki wynoszą odpowiednio:

- $w = 2 \frac{\text{val}}{\text{mol}}$, $gR = 49,04 \frac{\text{g}}{\text{val}}$
- $w = 4 \frac{\text{val}}{\text{mol}}$, $gR = 55,28 \frac{\text{g}}{\text{val}}$
- $w = 5 \frac{\text{val}}{\text{mol}}$, $gR = 31,61 \frac{\text{g}}{\text{val}}$

Przykład 5.9: Doskonalenie obliczania gramorównoważników chemicznych w reakcjach chemicznych.

Obliczyć gramorównoważniki chemiczne FeCl_3 w podanych niżej reakcjach:



Rozwiązanie: W pierwszej reakcji FeCl_3 pobiera jeden elektron, wobec czego gramorównoważnik wynosi:

$$gR = \frac{M}{w} = \frac{162,20}{1} = 162,20 \frac{\text{g}}{\text{val}}$$

Druga reakcja ma przebieg jonowy, zatem na podstawie 5.13 wiadomo, że $w = 3$:

$$gR = \frac{M}{w} = \frac{162,20}{3} = 54,07 \frac{\text{g}}{\text{val}}$$

Odpowiedź: Gramorównoważnik FeCl_3 wynosi odpowiednio: a) $162,20 \frac{\text{g}}{\text{val}}$ b) $54,07 \frac{\text{g}}{\text{val}}$.

Przedstawione trudności obliczania gramorównoważnika, jak również niejednoznaczność definicji spowodowały, że Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej (IUPAC) nie zaleca stosowania tej jednostki. Jednakże ze względu na przyzwyczajenia i wygodę niekiedy nadal stosowane są one do obliczeń w chemii analitycznej, elektrochemii i niektórych działach chemii przemysłowej (np. twardość wody).

Teraz możemy już przystąpić do definicji stężenia normalnego.

Stężenie normalne c_N to liczba równoważników substancji rozpuszczonych w 1 dm^3 roztworu.

$$c_N = \frac{R_s}{V_r} = \frac{w_s \cdot n_s}{V_r} = w_s \cdot c_M \quad (5.14)$$

gdzie: c_N – stężenie normalne substancji ($\frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$, N), R_s – równoważnik chemiczny substancji (val), V_r – objętość roztworu (dm^3), w_s – współczynnik równoważności substancji ($\frac{\text{val}}{\text{mol}}$), n_s – liczba moli substancji (mol), c_M – stężenie molowe substancji ($\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, M).

Równoważnik najczęściej stanowi wielokrotność liczby moli, więc stężenie normalne jest albo równe, albo większe od stężenia molowego. Roztwór o stężeniu $1 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$ nazywa się jednonormalnym i często oznacza jako 1 N.

Stężenie normalne powszechnie wykorzystuje się do obliczeń stechiometrycznych reakcji chemicznych. Wystarczy znać tylko główne substraty i produkty reakcji, by można wykonywać obliczenia stechiometryczne bez potrzeby bilansowania reakcji wykorzystując do tych obliczeń wzór analogiczny do używanego w rozcieńczaniu roztworów:

$$c_{N1} V_1 = c_{N2} V_2 \quad (5.15)$$

Wzór ten wykorzystuje się powszechnie w analizie ilościowej miareczkowej (wolumetrycznej).

5.2.5 Stężenie molalne

Stężenie molalne (dawniej w układzie MKS nazywane molarnym) jest wielkością określającą liczbę moli substancji n_s rozpuszczonych w 1 kg rozpuszczalnika (lub liczbę milimoli substancji rozpuszczonych w 1 g rozpuszczalnika). Jednostką stężenia molalnego jest $\frac{\text{mol}}{\text{kg}}$ (oznaczane też jako 1 m).

$$c_m = \frac{n_s}{m_{\text{rozp}}} \quad (5.16)$$

Stężenie molalne dość rzadko bywa używane w obliczeniach analitycznych. Używa się go m.in. w obliczeniach dotyczących koligatywnych właściwości roztworów (ciśnienie osmotyczne, podwyższenie temperatury wrzenia lub obniżenie temperatury krzepnięcia roztworu). Zaletą stosowania stężenia molalnego jest fakt, że w przeciwieństwie do stężenia molowego i normalnego nie zależy ono od temperatury. Poza tym stężenie molalne jest łatwo przeliczalne na ułamek molowy lub procent masowy. Dla rozcieńczonych roztworów wodnych stężenie molowe jest całkiem dobrym przybliżeniem stężenia molalnego.

Przykład 5.10: Obliczanie stężenia molalnego roztworu.

W 50,0 g wody rozpuszczono 1,60 g bezwodnego siarczanu(VI) miedzi(II). Obliczyć molalność tego roztworu.

Rozwiązanie: Zgodnie z definicją stężenia molalnego (wzór 5.16) obliczamy liczbę moli siarczanu(VI) miedzi(II) oraz masę rozpuszczalnika w kilogramach. Po odpowiednim podzieleniu tych liczb przez siebie otrzymamy szukane stężenie.

$$n_s = \frac{m}{M} = \frac{1,60}{160} = 0,0100 \text{ mol}$$

$$c_m = \frac{n_s}{m_r} = \frac{0,0100}{0,0500} = 0,200 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$$

Odpowiedź: Stężenie molalne tego roztworu wynosi $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$.

5.2.6 Ułamek molowy

Kolejnym stężeniem, używanym przede wszystkim przez fizykochemików, jest ułamek molowy. W podstawowych obliczeniach chemicznych wykorzystuje się często prostą proporcjonalność ułamków molowych i ciśnień cząstkowych mieszanin gazowych.

Ułamkiem molowym x (poprzednio oznaczany jako u_M) składnika A w roztworze określa się stosunek liczby moli tego składnika do całkowitej liczby moli wszystkich składników w roztworze.

$$x_A = \frac{n_A}{\sum_i n_i} \quad (5.17)$$

Suma ułamków molowych wszystkich składników zawsze wynosi 1.

$$\sum_i x_i = 1$$

Przykład 5.11: Obliczanie stężeń wyrażonych w ułamkach molowych.

Obliczyć ułamki molowe składników roztworu powstałego przez rozpuszczenie 29,2 g NaCl i 37,3 g KCl w 342 g wody.

Rozwiązanie: Najpierw obliczamy masy molowe oraz liczby moli poszczególnych składników:

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{342}{18,0} = 19,0 \text{ mol}$$

$$M_{\text{NaCl}} = 58,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad n_{\text{NaCl}} = \frac{29,2}{58,4} = 0,500 \text{ mol}$$

$$M_{\text{KCl}} = 74,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad n_{\text{KCl}} = \frac{37,3}{74,6} = 0,500 \text{ mol}$$

Całkowita liczba moli wynosi:

$$\sum n = 19,0 + 0,500 + 0,500 = 20,0$$

Ułamki molowe obliczamy dzieląc liczbę moli poszczególnych składników przez całkowitą liczbę moli:

$$x_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{19,0}{20,0} = 0,950 \quad x_{\text{NaCl}} = \frac{0,500}{20,0} = 0,250 \quad x_{\text{KCl}} = \frac{0,500}{20,0} = 0,250$$

Odpowiedź: Ułamki molowe składników tego roztworu wynoszą odpowiednio: $x_{\text{H}_2\text{O}} = 0,950$, $x_{\text{NaCl}} = 0,250$ i $x_{\text{KCl}} = 0,250$.

5.3 Sporządzanie roztworów z czystych składników

W praktyce laboratoryjnej często mamy do czynienia z koniecznością sporządzania roztworów o określonym składzie i stężeniu. Przy sporządzaniu roztworów z czystych składników należy pamiętać, że ciała stałe odważa się na wagach analitycznych, bez względu na to, jakie stężenie nas interesuje, natomiast ciecze można odważać lub odmierzać ich określoną objętość. Do odmierzania w miarę dokładnych objętości roztworów wodnych i niektórych cieczy organicznych wykorzystujemy pipety jednomiarowe lub wielomiarowe, kolby miarowe i biurety. Do przeliczania objętości cieczy na masę lub mole potrzebna jest znajomość gęstości czystej cieczy. Jeśli nie znamy gęstości cieczy trzeba ją zmierzyć areometrem lub wyznaczyć w piknometrze. Błąd popełniony podczas ważenia jest zwykle niewielki w porównaniu z błędami odczytu poziomu cieczy w kolbie miarowej lub pipecie.

Roztwory o stężeniach molowych i normalnych oraz wyrażonych w procentach objętościowych sporządza się zwykle w kolbach miarowych przez rozpuszczenie próbki w niewielkiej ilości rozpuszczalnika, a następnie dopełnienie kolby rozpuszczalnikiem do określonej objętości. W ten sposób bez znajomości gęstości otrzymanego roztworu (za wyjątkiem roztworów bardzo rozcieńczonych, kiedy to gęstość roztworu można przybliżyć gęstością rozpuszczalnika) nie znamy dokładnej ilości dodanego rozpuszczalnika. Gęstość wody zazwyczaj przyjmujemy za $1,00 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$.

Mieszając czyste ciecze lub ich stężone roztwory z rozpuszczalnikiem należy brać pod uwagę zjawisko kontrakcji objętości i dokonać pomiaru końcowej objętości roztworu. Wystąpieniu zjawiska kontrakcji towarzyszy wyraźny efekt cieplny (obserwujemy rozgrzanie się roztworu po zmieszaniu). Przygotowując roztwory mianowane na bazie odważek analitycznych (fiksali) należy postępować zgodnie z instrukcją ich stosowania i pamiętać, że nie dla każdej reakcji gramorównoważnik danej substancji będzie miał taką samą masę.

Do obliczeń związanych ze sporządzaniem roztworów o określonym stężeniu używamy przekształconych wzorów 5.1-5.17 stosowanych przy obliczaniu stężeń na podstawie zawartości składników w roztworze.

Przykład 5.12: Sporządzanie roztworu o zadanym stężeniu procentowym masowym.

Ile gramów soli kuchennej NaCl oraz jaką objętość wody potrzeba do sporządzenia 1,50 kg 2,00% roztworu soli?

Rozwiązanie: Korzystamy z przekształconego wzoru 5.2.

$$m_s = \frac{c_{\%m} \cdot m_r}{100\%} = \frac{2,00 \cdot 1,50 \cdot 10^3}{100} = 30,0 \text{ g}$$

Całkowita masa roztworu jest sumą masy wody i soli, czyli:

$$m_w = m_r - m_s = 1500 - 30 = 1470 \text{ g}$$

Przyjmując gęstość wody $1,000 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ otrzymamy:

$$V_w = \frac{m_w}{d_w} = \frac{1470}{1,000} = 1470 \text{ cm}^3 = 1,470 \text{ dm}^3$$

Wynik końcowy zaokrąglamy do trzech cyfr znaczących.

Odpowiedź: Do sporządzenia wymaganego roztworu NaCl potrzeba 30,0 g soli oraz 1,47 dm³ wody.

Przykład 5.13: Sporządzania roztworu o zadanym stężeniu molowym.

Obliczyć masę glukozy C₆H₁₂O₆ potrzebną do sporządzenia 250 cm³ roztworu o stężeniu 0,280 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Rozwiązanie: Obliczamy masę molową glukozy $M_s = 180,16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, a następnie korzystamy z odpowiednio przekształconego wzoru 5.8.

$$m_s = c_M \cdot V_r \cdot M_s = 0,280 \cdot 0,250 \cdot 180,16 = 12,6 \text{ g}$$

Aby sporządzić roztwór, odważoną próbkę glukozy przenosimy ilościowo do kolby miarowej i po rozpuszczeniu glukozy dopełniamy wodą do objętości 250 cm³.

Odpowiedź: Do sporządzenia tego roztworu potrzeba 12,6 g glukozy.

Przykład 5.14: Sporządzania roztworu o zadanym stężeniu molalnym.

Obliczyć masę $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ potrzebną do sporządzenia 300 g roztworu o stężeniu $0,150 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$.

Rozwiązanie: *Sposób 1.* Interpretujemy wzór 5.16 definiujący stężenie molalne. Na 1000 g wody w roztworze o stężeniu $0,150 \frac{\text{mol}}{\text{kg}}$ musi przypadać $0,150 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3$ o masie molowej $106,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, a więc i $0,150 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ o masie molowej $286,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Roztwór zawierający 1000 g wody musi ważyć $1000 + 0,150 \cdot 106,0 = 1015,9 \text{ g}$ i zawierać $0,150 \cdot 286,1 = 42,9 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Należy więc znaleźć współczynnik skali pozwalający przeskalować problem z 1015,9 g do 300 g i przemnożyć 42,9 g przez ten współczynnik.

$$\frac{300}{1015,9} = \frac{x}{42,9}$$

$$x = 12,7 \text{ g}$$

Sposób 2. Woda w roztworze pochodzi z dodanego rozpuszczalnika oraz wody krystalizacyjnej soli, zatem (w celu zachowania spójnych jednostek masy molowe wyrazimy w $\frac{\text{kg}}{\text{mol}}$):

$$m_{\text{rozp}} = m_w + m_s \cdot \frac{10M_w}{M_s} = m_w + m_s \cdot \frac{0,180}{0,286} = m_w + 0,629m_s$$

Wychodząc ze wzoru 5.16 i podstawiając powyższe oraz $n = \frac{m}{M}$ dostajemy:

$$c_m = \frac{n_s}{m_{\text{rozp}}} = \frac{m_s}{M_s \cdot m_{\text{rozp}}} = \frac{m_s}{0,286 \cdot (m_w + 0,629m_s)}$$

Zatem:

$$\frac{m_s}{0,286m_w + 0,180m_s} = 0,150$$

Wiemy również, że:

$$m_s + m_w = 300 \text{ g} = 0,300 \text{ kg}$$

Dostajemy układ równań:

$$\begin{cases} \frac{m_s}{0,286m_w + 0,180m_s} = 0,150 \\ m_s + m_w = 0,300 \end{cases}$$

Po jego rozwiązaniu dostajemy:

$$m_s = 0,0127 \text{ kg} = 12,7 \text{ g}$$

Odpowiedź: Do sporządzenia tego roztworu potrzeba 12,7 g $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

5.4 Rozcieńczanie, zatężanie i mieszanie roztworów o tych samych jednostkach stężeń

Obliczenia prowadzi się w oparciu o bilans ilości składników wyrażonej przez liczby moli, masy lub objętości. Przy obliczeniach stężeń molowych i normalnych oraz procentowości objętościowej roztworów, rozpuszczalnik traktuje się jako składnik uzupełniający (dodaje się go w takiej ilości, aby otrzymać potrzebną objętość). Tylko w przypadku roztworów niezbyt stężonych można uznać ich objętości za wielkości addytywne.

Przy rozcieńczaniu i zatężaniu roztworów, których stężenia wyraża się ułamkami molowymi lub przez stężenie molalne, konieczne jest przeliczanie stężeń na stężenia procentowe masowe, a po wykonaniu operacji rozcieńczania (lub zatężania) ponowne przeliczanie do ułamków molowych lub stężeń molalnych. Taki sposób postępowania wynika z braku możliwości bezpośredniego pomiaru liczby moli. Jeżeli roztwory są niezbyt rozcieńczone i używamy ich objętości, a nie mas, to do przeliczeń potrzebne są również gęstości tych roztworów.

Wyprowadźmy wzór na rozcieńczanie, zatężanie i mieszanie roztworów, których stężenia wyrażono w procentach masowych. Masa składnika m_s roztworu o masie m_r o stężeniu $c_{\%m}$ procent masowych wynosi:

$$m_s = \frac{m_r \cdot c_{\%m}}{100 \%}$$

Masa składnika m_s rozpuszczonego w kilku roztworach wyjściowych (w tym przypadku dwóch) wynosi:

$$m_s = \frac{m_1 \cdot c_{\%1}}{100 \%} + \frac{m_2 \cdot c_{\%2}}{100 \%}$$

Tych roztworów może być więcej, w szczególności może być to również woda o stężeniu $c = 0\%$ – wówczas mamy rozcieńczanie roztworu. W wyniku zmieszania powstanie nowy roztwór o masie $m_1 + m_2$ i stężeniu $c_{\%x}$, co zapisujemy równaniem:

$$\frac{m_1 \cdot c_{\%1}}{100 \%} + \frac{m_2 \cdot c_{\%2}}{100 \%} = \frac{(m_1 + m_2) \cdot c_{\%x}}{100 \%}$$

Po pomnożeniu obu stron równania przez 100 otrzymamy:

$$m_1 \cdot c_{\%1} + m_2 \cdot c_{\%2} = (m_1 + m_2) \cdot c_{\%x} \quad (5.18)$$

Otrzymaliśmy w ten sposób uniwersalny wzór pozwalający po odpowiednich przekształceniach na obliczenia związane z rozcieńczaniem, zatężaniem i mieszaniem ze sobą roztworów o stężeniach wyrażonych w procentowych masowych, np.:

- Mieszanie roztworów:

$$c_{\%x} = \frac{m_1 \cdot c_{\%1} + m_2 \cdot c_{\%2}}{m_1 + m_2} \quad (5.19)$$

- Rozcieńczanie roztworów (m_2 – masa dodanej wody):

$$c_{\%x} = \frac{m_1 \cdot c_{\%1}}{m_1 + m_2} \quad (5.20)$$

- Zatężanie roztworów (m_2 – masa odparowanej wody):

$$c_{\%x} = \frac{m_1 \cdot c_{\%1}}{m_1 - m_2} \quad (5.21)$$

We wzorach 5.20 i 5.21 w liczniku wyrażenia znika $m_2 c_{\%2}$, ponieważ stężenie składnika w czystej wodzie jest zerowe ($c_{\%2} = 0\%$).

W powyższych wzorach można zastąpić stężenia procentowe masowe przez stężenia molalne, rozpuszczalności (gramy substancji na 100 g rozpuszczalnika) lub ułamki molowe przeliczone na stężenia procentowe masowe.

Można też te wzory rozszerzyć na inne stężenia – zamiast stężeń procentowych masowych i mas można użyć stężeń procentowych objętościowych, stężeń molowych, normalnych lub gęstości, ale wtedy zamiast mas roztworów trzeba użyć ich objętości (jeśli występuje kontrakcja objętości roztworu podczas mieszania to zamiast sumy lub różnicy objętości trzeba użyć faktycznej końcowej objętości otrzymanego roztworu). Otrzymujemy wówczas wzór 5.22 (i jego pochodne), gdzie c_M oznacza jedno z wymienionych w tym akapicie stężeń lub gęstość roztworu.

$$V_1 \cdot c_{M1} + V_2 \cdot c_{M2} = (V_1 + V_2) \cdot c_{Mx} \quad (5.22)$$

Dość zaskakująca, w pierwszej chwili, jest możliwość użycia gęstości roztworów i objętości (przy założeniu, że objętości są wielkościami addytywnymi). Poniższe przekształcenia pokazują, że mamy do czynienia po prostu z tożsamością matematyczną:

$$d_1 V_1 + d_2 V_2 = d_x (V_1 + V_2) \quad (5.23)$$

$$\frac{m_1}{V_1} V_1 + \frac{m_2}{V_2} V_2 = \frac{m_1 + m_2}{V_1 + V_2} (V_1 + V_2)$$

Można też wykonywać obliczenia mieszania ze sobą roztworów, których stężenia wyrażone są różnymi jednostkami stężeń, ale pod warunkiem, że ich stężenia i ilości uda się przeliczyć do wspólnych, wymienionych tutaj kombinacji stężeń i ilości roztworów.

Przykład 5.15: Rozcieńczanie roztworu o stężeniu wyrażonym w procentach objętościowych.

Zmieszano 500 cm^3 wody oraz 500 cm^3 spirytusu (wodny roztwór etanolu $c_{\%V} = 96,0\%$). Po zmieszaniu i ochłodzeniu roztworu zmierzono jego objętość, która wynosiła $V = 960 \text{ cm}^3$. Oblicz procentowość objętościową otrzymanego roztworu.

Rozwiązanie: *Sposób 1.* Dwukrotnie korzystamy ze wzoru 5.6. Najpierw obliczamy objętość czystego alkoholu zawartą w 500 cm^3 spirytusu:

$$V_s = 500 \text{ cm}^3 \cdot 0,960 = 480 \text{ cm}^3$$

Następnie obliczamy nowe stężenie roztworu po rozcieńczeniu:

$$c_{\%V} = \frac{V_s}{V_r} \cdot 100\% = \frac{480}{960} \cdot 100\% = 50,0\%$$

Sposób 2. Korzystamy z przekształconego wzoru 5.22 pamiętając o kontrakcji objętości:

$$c_{\%V} = \frac{V_1 c_{\%1}}{V_r} = \frac{500 \cdot 98,0}{960} = 50,0 \%$$

Odpowiedź: Stężenie roztworu po rozcieńczeniu wynosi 50,0% objętościowych.

5.5 Mieszanie dwóch roztworów tej samej substancji o różnych stężeniach

Obliczenia, podobnie jak w przypadku rozcieńczania, możemy prowadzić w oparciu o bilans masy lub liczby moli składnika roztworu. Można też korzystać z gotowych wzorów 5.18 lub 5.19. Praktycznie, często posługujemy się tzw. regułą (krzyżówką) rozcieńczeń (wzór 5.24), która wynika z przekształcenia wzoru 5.18.

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{c_{\%x} - c_{\%2}}{c_{\%1} - c_{\%x}} \quad (5.24)$$

Krzyżówkę rozcieńczeń przedstawia się zwykle w postaci schematu (całkowicie równoważnego ze wzorami 5.18 i 5.24):

$$\begin{array}{ccc}
 c_{\%1} & & c_{\%x} - c_{\%2} \quad (\text{części masowych}) \\
 & \backslash & / \\
 & c_{\%x} & \\
 & / & \backslash \\
 c_{\%2} & & c_{\%1} - c_{\%x} \quad (\text{części masowych})
 \end{array} \quad (5.25)$$

Ten schemat interpretujemy w sposób następujący: w celu otrzymania roztworu o stężeniu $c_{\%x}$ należy zmieszać $c_{\%x} - c_{\%2}$ części masowych roztworu o stężeniu $c_{\%1}$ z $c_{\%1} - c_{\%x}$ częściami masowymi roztworu o stężeniu $c_{\%2}$. Jeden z roztworów może być rozpuszczalnikiem (wówczas $c_{\%2} = 0\%$) albo czystym składnikiem (wówczas $c_{\%1} = 100\%$). Zakładamy, że $c_{\%1} > c_{\%x} > c_{\%2}$. Ograniczeniem tego schematu jest możliwość mieszania tylko dwóch roztworów.

Przedstawiony powyżej schemat krzyżowy można również wykorzystać do obliczeń stężeń roztworów uzyskanych ze zmieszania roztworów o znanych stężeniach molowych, normalnych lub gęstościach, kiedy ilości roztworów wyrazi się przez objętości i jednocześnie można pominąć kontrakcję objętości.

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{c_{Mx} - c_{M2}}{c_{M1} - c_{Mx}} \quad (5.26)$$

$$\begin{array}{ccc}
 c_{M1} & & c_{Mx} - c_{M2} \quad (\text{części objętościowych}) \\
 & \backslash & / \\
 & c_{Mx} & \\
 & / & \backslash \\
 c_{M2} & & c_{M1} - c_{Mx} \quad (\text{części objętościowych})
 \end{array} \quad (5.27)$$

Ten schemat interpretujemy w sposób następujący: w celu uzyskania roztworu o stężeniu molowym c_{Mx} należy $c_{Mx} - c_{M2}$ części objętościowych roztworu o stężeniu c_{M1} zmieszać z $c_{M1} - c_{Mx}$ częściami objętościowymi roztworu o stężeniu c_{M2} . Zakładamy, że $c_{M1} > c_{Mx} > c_{M2}$.

Postępując się „krzyżówką rozcieńczeń” należy pamiętać, że ilości roztworów wyraża się w jednostkach masowych dla stężeń procentowych masowych oraz w jednostkach objętościowych dla stężeń molowych, normalnych oraz gęstości (nie używa się krzyżówki rozcieńczeń, jeśli występuje wyraźna kontrakcja objętości). Jeżeli miesza się roztwory, których stężenia wyrażone są w różnych jednostkach, to najpierw należy przeliczyć ich stężenia na te same jednostki.

Z krzyżówki rozcieńczeń wynika, że jako wynik otrzymujemy stosunek masowy (lub objętościowy) mieszaniny roztworów, a nie bezwzględne ilości tych roztworów. Aby móc policzyć zadanie liczbowo, a nie symbolicznie, trzeba znać ilość końcowego roztworu lub jedną z ilości roztworu początkowego oraz wszystkie stężenia. Jedno ze stężeń może być nieznane, ale wówczas trzeba podać ilości obu roztworów. Obliczenie ilości roztworów potrzebnych do sporządzenia określonej ilości roztworu o znanym stężeniu można dokonać na podstawie proporcji.

Przykład 5.16: Rozcieńczanie roztworu o stężeniu wyrażonym w procentach masowych.

Ile gramów wody należy dodać do 40,0 g 5,00% roztworu, aby otrzymać roztwór 2,00%.

Rozwiązanie: *Sposób 1.* Korzystamy ze wzoru 5.2 definiującego stężenie procentowe masowe, z którego po odpowiednim przekształceniu obliczamy masę roztworu po rozcieńczeniu:

$$m_{\text{roztw}} = \frac{m_s}{c\%} \cdot 100\% = \frac{40,0 \cdot 0,0500}{2,00} \cdot 100\% = 100 \text{ g}$$

Masę wody, jaką należy dodać do roztworu obliczamy jako różnicę między masą roztworu po i przed rozcieńczeniem:

$$m_w = 100 - 40 = 60 \text{ g}$$

Sposób 2. Wykonujemy obliczenie bilansu ilości soli w początkowym i końcowym roztworze lub korzystamy z równoważnego wzoru 5.18, w którym m_2 i $c_{\%2}$ dotyczą wody:

$$m_1 c_{\%1} + m_2 c_{\%2} = (m_1 + m_2) c_{\%x}$$

$$40,0 \cdot 5,00 = (40,0 + m_2) \cdot 2,00$$

$$m_2 = 60,0 \text{ g}$$

Sposób 3. Stosujemy krzyżówkę rozcieńczeń 5.25:

$$\begin{array}{ccc}
 5\% & & 2 - 0 = 2 \text{ części masowe (40,0 g)} \\
 & \backslash & / \\
 & 2\% & \\
 & / & \backslash \\
 0\% & & 5 - 2 = 3 \text{ części masowe (60,0 g)}
 \end{array}$$

Odpowiedź: W celu rozcieńczenia należy do roztworu początkowego dodać 60,0 g wody.

Przykład 5.17: Mieszanie roztworów o znanych stężeniach procentowych masowych.

Obliczyć ile gramów 65% roztworu pewnej soli oraz ile gramów 15% roztworu tej samej soli należy zmieszać ze sobą, aby uzyskać 400 g 25% roztworu tej soli.

Rozwiązanie: Stosujemy krzyżówkę rozcieńczeń 5.25:

$$\begin{array}{ccc}
 65\% & & 25 - 15 = 10 \\
 & \diagdown & / \\
 & 25\% & \\
 & / & \diagdown \\
 15\% & & 65 - 25 = 40
 \end{array}$$

Z powyższych rozważań wiemy, że stosunek mas roztworów to $\frac{m_1}{m_2} = \frac{10}{40}$, a ponadto $m_1 + m_2 = 400$ g, zatem otrzymujemy układ równań:

$$\begin{cases} \frac{m_1}{m_2} = \frac{1}{4} \\ m_1 + m_2 = 400 \end{cases}$$

Jego rozwiązanie to:

$$m_1 = 80 \text{ g} \quad m_2 = 320 \text{ g}$$

Odpowiedź: Tę ilość roztworu 25% otrzymamy przez zmieszanie 80 g roztworu 65% oraz 320 g roztworu 15%.

Przykład 5.18: Mieszanie roztworów o znanym stężeniu procentowym masowym oraz o stężeniu molowym.

W jakim stosunku objętościowym należy zmieszać 67,0% kwas azotowy(V) o gęstości $d = 1,41 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ z roztworem tego kwasu o stężeniu $2,50 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby otrzymać roztwór $10,0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Plan: Przeliczamy stężenie procentowe masowe na stężenie molowe, a następnie korzystamy ze wzoru 5.24.

Rozwiązanie: $1,00 \text{ dm}^3$ tego roztworu posiada masę:

$$m_r = dV = 1,41 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 1000 \text{ cm}^3 = 1410 \text{ g}$$

Z czego 67,0% to HNO_3 :

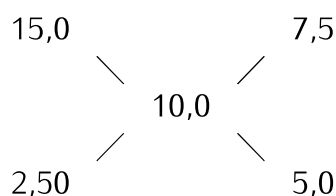
$$m_s = \frac{m_r \cdot c\%}{100\%} = \frac{1410 \cdot 67,0}{100} = 944,7 \text{ g}$$

Masa molowa HNO_3 to $M_s = 63,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, zatem:

$$n_s = \frac{m_s}{M_s} = \frac{944,7}{63,0} = 15,0 \text{ mol}$$

Stężenie molowe tego roztworu wynosi tym samym:

$$c_{M1} = \frac{n_s}{V_r} = \frac{15,0}{1,00} = 15,0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$



Odpowiedź: Aby otrzymać $10,0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ roztwór HNO_3 należy mieszać roztwór $67,0\%$ z roztworem $2,50 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ w stosunku objętościowym jak $7,5 : 5,0 = 3 : 2$ (i ewentualnie uzupełnić wodą do określonej objętości równej sumie objętości użytych roztworów, jeśli wystąpi wyraźna kontrakcja objętości).

Przykład 5.19: Rozcieńczanie roztworu o znanym stężeniu molowym.

Jaką objętość $0,150 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ kwasu można otrzymać rozcieńczając wodą 250 cm^3 $0,750 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ roztworu tego kwasu?

Rozwiązanie: *Sposób 1.* Wychodząc ze wzoru 5.22 i podstawiając $c_{M2} = 0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ dostajemy:

$$c_{M1} V_1 = c_{Mx} (V_1 + V_2)$$

Oznaczając sumaryczną objętość jako $V_x = V_1 + V_2$ dostajemy:

$$V_x = \frac{c_{M1} V_1}{c_{Mx}} = \frac{0,750 \cdot 250}{0,150} = 1250 \text{ cm}^3$$

Sposób 2. Liczba moli substancji rozpuszczonej podczas rozcieńczania jest stała, więc:

$$n_1 = n_2$$

$$c_{M1} V_1 = c_{M2} V_2$$

Zatem:

$$V_2 = \frac{c_{M1} V_1}{c_{M2}} = \frac{0,750 \cdot 250}{0,150} = 1250 \text{ cm}^3$$

Odpowiedź: Objętość wody potrzebna do sporządzenia tego roztworu wynosi $1,25 \text{ dm}^3$ (w odpowiedzi pamiętajmy o trzech cyfrach znaczących).

Przykład 5.20: Rozcieńczanie roztworu o znanym stężeniu normalnym.

Do jakiej objętości wody należy wlać 100 cm^3 roztworu H_2SO_4 o stężeniu $0,500 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$, aby otrzymać roztwór o stężeniu $0,100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$?

Rozwiązanie: Wychodząc ze wzoru 5.26 i podstawiając $c_{N2} = 0 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$ dostajemy:

$$\frac{V_1}{V_2} = \frac{c_{Nx}}{c_{N1} - c_{Nx}}$$

Po przekształceniu:

$$V_2 = \frac{V_1(c_{N1} - c_{Nx})}{c_{Nx}} = \frac{100 \cdot (0,500 - 0,100)}{0,100} = 400 \text{ cm}^3$$

Odpowiedź: Potrzebna objętość wody wynosi 400 cm^3 (dla roztworów rozcieńczonych nie musimy obawiać się kontrakcji objętości).

Przykład 5.21: Zateżnienie roztworu o znanym stężeniu procentowym masowym przez dodatek składnika.

Obliczyć masę soli oraz masę 20,0% roztworu tej soli potrzebnych do sporządzenia 500 g 25,0% roztworu tej soli.

Rozwiązanie: Wychodząc ze wzoru 5.26 i podstawiając $c_{%1} = 100\%$ (czysta sól) dostajemy:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{c_{%x} - c_{%2}}{c_{%1} - c_{%x}} = \frac{25 - 20}{100 - 25}$$

Ponadto z treści zadania wiadomo, że $m_1 + m_2 = 500 \text{ g}$. Otrzymujemy układ równań:

$$\begin{cases} \frac{m_1}{m_2} = \frac{5}{75} \\ m_1 + m_2 = 500 \end{cases}$$

Po jego rozwiązaniu dostajemy:

$$m_1 = 31,25 \text{ g} \quad m_2 = 468,75 \text{ g}$$

Odpowiedź: Aby uzyskać 500 g roztworu 25,0% należy dodać 31 g soli do 469 g roztworu 20,0%.

W tym zadaniu pojawia się problem dopasowania liczby cyfr znaczących w odpowiedzi. Zgodnie z zasadami obowiązującymi dla dodawania i odejmowania w tym przypadku o liczbie cyfr znaczących w odpowiedzi decyduje najmniejsza ilość miejsc dziesiętnych spośród liczb wziętych do tych działań. W naszym przypadku decydują o tym miejsca dziesiętne liczby 500, a więc wszystkie masy zaokrąglamy do liczb całkowitych.

Przykład 5.22: Zateżnienie roztworu o znanym stężeniu procentowym masowym przez dodatek składnika.

Ile gramów NaCl należy dodać do 300 g 20,0% roztworu tej soli, aby otrzymać roztwór 28,0%?

Rozwiązanie: Korzystamy dwukrotnie ze wzoru 5.2:

$$c_{\%} = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$$

Masa soli w roztworze to:

$$m_s = \frac{m_r \cdot c_{\%}}{100\%} = \frac{300 \cdot 20,0}{100} = 60,0 \text{ g}$$

Przez x oznaczamy ilość dodanego chlorku sodu:

$$28,0\% = \frac{60,0 + x}{300 + x} \cdot 100\%$$

Stąd:

$$\begin{aligned} 0,28 \cdot (300 + x) &= 60 + x \\ x &= 33,3 \text{ g} \end{aligned}$$

Odpowiedź: Masa NaCl potrzebna do sporządzenia tego roztworu wynosi 33,3 g.

Podczas zatężania roztworów przez odparowanie rozpuszczalnika, gdy ich stężenia zdefiniowane są molowością lub normalnością roztworu, stosujemy odpowiednio przekształcony wzór 5.22.

Przykład 5.23: Zatężanie roztworu o znanym stężeniu molowym przez odparowanie rozpuszczalnika.

Ile wody należy odparować z 200 cm^3 roztworu o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby otrzymać roztwór o stężeniu $2,00 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$?

Rozwiązanie: Stosujemy wzór 5.22, w którym zakładamy $c_{M2} = 0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$:

$$c_{M1} V_1 + c_{M2} V_2 = c_{Mx} (V_1 + V_2)$$

Stąd:

$$V_2 = \frac{V_1 (c_{M1} - c_{Mx})}{c_{Mx}} = \frac{200 \cdot (0,100 - 2,00)}{2,00} = -190 \text{ cm}^3$$

Odpowiedź: W celu zatężenia tego roztworu trzeba odparować 190 cm^3 wody.

5.6 Przeliczanie stężeń roztworów

W praktyce często zachodzi konieczność przeliczenia stężeń roztworów. Najczęściej przelicza się stężenia procentowe masowe na stężenia molowe lub normalne. Do przeliczeń tych stężeń konieczna jest znajomość gęstości roztworu. Przeliczenia można dokonać na podstawie definicji i logicznego rozumowania, bądź posługując się wzorami przeliczeniowymi. Przy korzystaniu z takich wzorów konieczne trzeba wykonać analizę wymiarową.

Wyprowadźmy wzór wychodząc z definicji stężenia molowego, liczby moli i gęstości:

$$c_M = \frac{n_s}{V_r} \quad n_s = \frac{m_s}{M_s} \quad V_r = \frac{m_r}{d_r}$$

Podstawiając liczbę moli i objętość do wzoru definiującego stężenie molowe otrzymamy:

$$c_M = \frac{n_s}{V_r} = \frac{m_s}{M_s \cdot V_r} = \frac{m_s \cdot d_r}{M_s \cdot m_r}$$

W powyższym wyrażeniu występuje stosunek masy składnika do masy roztworu (czyli ułamek masowy), który jest podstawą definicji stężenia procentowego:

$$\frac{m_s}{m_r} = \frac{c_{\%}}{100\%}$$

Podstawiając to wyrażenie do poprzedniego wzoru otrzymamy (wzór jest słuszny dla gęstości podanej w $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$ i masy molowej w $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ lub odpowiednio $\frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$ i $\frac{\text{kg}}{\text{mol}}$):

$$c_M = \frac{d_r \cdot c_{\%}}{100 \cdot M_s} \quad (5.28)$$

Wzór 5.28 pozwala wzajemnie przeliczać stężenie procentowe i molowe pod warunkiem użycia właściwych jednostek gęstości i masy molowej. Często używa się masy molowej w $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ i gęstości w $\frac{\text{kg}}{\text{dm}^3} = \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Żeby otrzymać stężenie w $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ trzeba do wzoru podstawić gęstość w $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$ (uzyskuje się to poprzez pomnożenie gęstości przez $1000 \frac{\text{g}}{\text{kg}}$). Otrzymujemy:

$$c_M = \frac{10 \cdot d_r}{M_s} \cdot c_{\%} \quad (5.29)$$

W przypadku wzajemnego przeliczania stężeń molowych i procentowych masowych bezpieczniej jest wyprowadzić sobie za każdym razem wzór uwzględniający jednostki masy molowej i gęstości, albo korzystać bezpośrednio z definicji obu stężeń.

Przykład 5.24: Przeliczanie stężeń procentowych na molowe.

Na etykiecie butelki ze stężonym kwasem siarkowym(VI) podano informacje:

$$c_{\%} = 98,0\% \quad d = 1,84 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$$

Oblicz stężenie molowe tego kwasu.

Rozwiązanie: *Sposób 1.* $1,00 \text{ dm}^3$ stężonego H_2SO_4 waży:

$$m_r = d_r V_r = 1,84 \cdot 1,00 = 1,84 \text{ kg} = 1840 \text{ g}$$

Z tego kwas stanowi 98,0%:

$$m_s = \frac{m_r c_{\%}}{100\%} = \frac{1840 \cdot 98,0}{100} = 1803,2 \text{ g}$$

Masa molowa H_2SO_4 to $M_s = 98,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, zatem:

$$n_s = \frac{m_s}{M_s} = \frac{1803,2}{98,1} = 18,4 \text{ mol}$$

Z definicji zawartość kwasu w $1,00 \text{ dm}^3$ jest jego stężeniem molowym:

$$c_M = \frac{n_s}{V_r} = \frac{18,4}{1,00} = 18,4 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Sposób 2. Korzystamy bezpośrednio ze wzoru 5.29:

$$c_M = \frac{10d_r}{M_s} \cdot c_{\%} = \frac{10 \cdot 1,84}{98,1} \cdot 98,0 = 18,4 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Odpowiedź: Stężenie molowe handlowego 98,0% kwasu siarkowego(VI) wynosi $18,4 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Przykład 5.25: Przeliczanie stężeń molowych na procentowe.

Zakupiono roztwór $2,0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ amoniaku w metanolu. Jego gęstość to $0,787 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Ile gramów amoniaku znajduje się w 100 g roztworu?

Rozwiązanie: W zadaniu jesteśmy *de facto* pytani o stężenie procentowe roztworu. Przekształcając wzór 5.29 dostajemy (masa molowa amoniaku to $17,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$):

$$c_{\%} = \frac{M_s c_M}{10d_r} = \frac{17,0 \cdot 2,0}{10 \cdot 0,787} = 4,3 \%$$

Odpowiedź: W 100 g tego roztworu znajduje się 4,3 g amoniaku.

5.7 Stechiometria roztworów

Reakcje chemiczne przebiegają według ściśle określonych kryteriów ilościowych, które wyznaczają współczynniki stechiometryczne wzajemnie reagujących substratów. Jeżeli reakcje przebiegają w roztworach, wówczas istotną sprawą jest znajomość stężeń roztworów stosowanych do przeprowadzania tych reakcji. Pozwala ona obliczyć, w jakich stosunkach objętościowych powinny być zmieszane roztwory, aby zapewnić ilościowy przebieg reakcji. Obliczenia te są szczególnie proste, jeżeli postępujemy się roztworami o określonej normalności.

Z powyższego powodu w laboratoriach analizy ilościowej często stosuje się roztwory o znanej normalności, a obliczenia stechiometryczne prowadzi się w oparciu o bilans równoważników. Ten sposób obliczeń stechiometrii roztworów jest na tyle uniwersalny, że nie wymaga znajomości zachodzącej w roztworze reakcji, doboru współczynników stechiometrycznych, a nawet wzorów chemicznych reagujących substancji.

Analiza miareczkowa polega na dodawaniu do roztworu oznaczonej substancji roztworu odczynnika o dokładnie znanym stężeniu tzw. roztworu mianowanego. Roztwory mianowane sporządza się tak, aby ich stężenie było w przybliżeniu równe stężeniu żądanemu (zwykle $0,1 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$), a następnie

ustala się doświadczalnie ich stężenie rzeczywiste (mianowanie roztworu). Roztwór mianowany dodaje się z biurety do momentu ilościowego przebiegu reakcji (punkt równoważnikowy). Aby umożliwić wizualne zaobserwowanie momentu zakończenia reakcji, do miareczkowanego roztworu dodaje się odpowiedniego wskaźnika lub określa punkt równoważnikowy metodami instrumentalnymi. Znając dokładnie stężenie i odczytując z biurety objętość roztworu miareczkującego (titranta) oblicza się ilość substancji oznaczanej. Jeżeli celem analizy jest wyznaczenie stężenia roztworu substancji oznaczanej, niezbędna jest znajomość objętości próbki pobranej do analizy.

Poniżej podano przykłady stosowanych w analizie miareczkowej obliczeń stechiometrycznych w oparciu o pojęcie gramorównoważnika i stężenia normalnego.

Przykład 5.26: Mianowanie roztworu kwasu solnego.

Oznaczyć stężenie normalne ok. $0,1 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$ roztworu HCl otrzymanego przez rozcieńczenie handlowego 36,0% HCl o gęstości $1,190 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$.

Najwłaściwszą substancją do nastawiania miana kwasów jest węgiel sodu, który łatwo można uzyskać w stanie czystym i bezwodnym. Mianowane roztwory kwasów przyrządza się z fiksanali lub przez odpowiednie rozcieńczanie kwasów stężonych. Przygotowane w ten sposób roztwory robocze mianuje się miareczkując nimi dokładnie odważoną ilość Na_2CO_3 .

Rozwiązanie:

W etapie pierwszym sporządzamy $1,00 \text{ dm}^3$ około $0,1 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$ roztworu kwasu solnego przez rozcieńczenie handlowego 36,0% kwasu. W $V_r = 1,000 \text{ dm}^3$ stężonego HCl, czyli 1190 g, znajduje się:

$$m_s = 1190 \cdot 0,360 = 428,4 \text{ g}$$

Stężenie molowe tego kwasu wynosi ($M_s = 36,46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$):

$$c_M = \frac{n_s}{V_r} = \frac{m_s}{M_s V_r} = \frac{428,4}{36,46 \cdot 1,000} = 11,75 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Zgodnie ze wzorem 5.14 stężenie normalne wynosi ($w_s = 1 \frac{\text{val}}{\text{mol}}$):

$$c_N = w_s \cdot c_M = 11,75 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$$

Objętość stężonego kwasu potrzebną do sporządzenia 1 dm^3 roztworu o stężeniu $0,10 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$ roztworu obliczamy korzystając ze wzoru 5.15:

$$c_{N1} V_1 = c_{N2} V_2$$

$$V_1 = \frac{1,000 \cdot 0,10}{11,75} = 0,0085 \text{ dm}^3 = 8,5 \text{ cm}^3$$

Należy odmierzyć $8,5 \text{ cm}^3$ stężonego HCl i uzupełnić w kolbie miarowej wodą do objętości $1,000 \text{ dm}^3$ (obliczenia na tym etapie są szacunkowe – objętość zaokrąglamy do wielkości, którą możemy zmierzyć).

W drugim etapie sporządzonym roztworem wykonujemy miareczkowanie naważki najczystszego i dobrze wysuszonego bezwodnego węgla sodu Na_2CO_3 .

Naważkę 126,3 mg rozpuszczono w wodzie, dodano kroplę roztworu oranżu metylowego (wskaźnik) i miareczkowano uprzednio sporządzonym roztworem kwasu solnego. Punkt równoważnikowy uzyskano dodając z biurety 24,1 cm³ roztworu HCl. Miareczkując wobec oranżu metylowego (zmiana barwy w zakresie pH 3,1–4,4) jako produkt reakcji otrzymujemy sól obojętną NaCl. Na tej podstawie obliczamy dokładne stężenie kwasu solnego.

Gramorównoważnik węglanu sodu to ($M = 106,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, $w = 2 \frac{\text{val}}{\text{mol}}$):

$$gR_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{M}{w} = \frac{106,0}{2} = 53,00 \frac{\text{g}}{\text{val}}$$

Na podstawie przekształconego wzoru 5.9 możemy stwierdzić, że odważka zawierała:

$$R_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{gR_{\text{Na}_2\text{CO}_3}} = \frac{126,3 \text{ mg}}{53,00 \frac{\text{g}}{\text{val}}} = 2,383 \text{ mval}$$

Do jej zobojętnienia zużyto więc $R_s = 2,383 \text{ mval HCl}$.

Na podstawie wzoru 5.14 obliczamy stężenie normalne sporządzonego roztworu kwasu:

$$c_N = \frac{R_s}{V_r} = \frac{2,383}{24,1} = 0,0989 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$$

Stężenia mianowanych roztworów zaokrąglamy zawsze do czwartego miejsca po przecinku, jeśli pozwala na to dokładność danych.

Odpowiedź: Użyty do miareczkowania roztwór HCl miał stężenie $0,0989 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$.

W obrocie handlowym znajdują się kwasy mineralne o różnych stężeniach. Celem ich charakterystyki producent podaje zwykle ich gęstość i stężenie procentowe. Jeżeli brak tych danych, musimy wyznaczyć je doświadczalnie. Ich gęstość oznaczamy aerometrem, a stężenie procentowe masowe oznaczamy miareczkując odpowiednio rozcieńczony kwas mianowanym roztworem zasady.

Przykład 5.27: Wyznaczanie parametrów stężonego handlowego kwasu.

20,0 cm³ stężonego kwasu azotowego(V) o gęstości $1,20 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ przeniesiono do kolby miarowej i uzupełniono wodą do 500 cm³. Z kolby tej pobrano 25,0 cm³ roztworu i do jego zobojętnienia zużyto 20,0 cm³ roztworu NaOH o stężeniu $0,2500 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć stężenie procentowe stężonego HNO₃.

Rozwiązanie: Wynik miareczkowania wskazuje, że do zobojętnienia zużyto następującą liczbę równoważników NaOH:

$$R_{\text{NaOH}} = V_{cN} = 20,0 \cdot 0,2500 = 5,00 \text{ mval}$$

Miareczkowany roztwór zawierał więc 5,00 mval HNO₃. Ponieważ z kolby miarowej pobrano do analizy 25,0 cm³, czyli $\frac{1}{20}$ część objętości, zatem w kolbie miarowej było kwasu:

$$R_s = 20,0 \cdot 5,00 = 100 \text{ mval}$$

Jeżeli w objętości $0,500 \text{ dm}^3$ znajduje się $0,100 \text{ val HNO}_3$, to roztwór w kolbie miarowej miał stężenie:

$$c_N = \frac{R_s}{V_r} = \frac{0,100}{0,500} = 0,200 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$$

Przekształcając wzór 5.15 możemy obliczyć normalność stężonego HNO_3 :

$$c_{N1} = \frac{c_{N1} V_2}{V_1} = \frac{500 \cdot 0,200}{20,0} = 5,00 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$$

Znając gęstość oraz normalność HNO_3 obliczamy jego stężenie procentowe korzystając z przekształconego wzoru 5.29:

$$c\% = \frac{c_N M_s}{10 d_r} = \frac{5,00 \cdot 63,01}{10 \cdot 1,20} = 26,3\%$$

Odpowiedź: Handlowy kwas azotowy(v) o gęstości $1,20 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$ posiada stężenie 26,3%.

Przykład 5.28: Oznaczanie azotu amonowego metodą Kjeldahla.

Odważkę $316,8 \text{ mg}$ nawozu wieloskładnikowego, zawierającego pewną ilość $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ poddano analizie na zawartość azotu. Po rozpuszczeniu badanej próbki w wodzie dodano nadmiaru roztworu NaOH i oddestylowano wydzielany amoniak pochłaniając go w odbieralniku zawierającym $15,0 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4$ o stężeniu $0,2000 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Na zobojętnienie nadmiaru kwasu zużyto $16,2 \text{ cm}^3$ roztworu NaOH o stężeniu $0,1000 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć procentową zawartość azotu w nawozie.

Rozwiązanie: W reakcji całkowitego zobojętnienia $w_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \frac{\text{val}}{\text{mol}}$. Ilość równoważników kwasu zobojętnionego przez amoniak obliczamy z różnicy ogólnej liczby równoważników kwasu oraz liczby równoważników wodorotlenku zużytej do zobojętnienia jego nadmiaru:

$$R_{\text{H}_2\text{SO}_4} = w_{\text{H}_2\text{SO}_4} c_{M, \text{H}_2\text{SO}_4} V_{\text{H}_2\text{SO}_4} - c_{N, \text{NaOH}} V_{\text{NaOH}} = 2 \cdot 0,2000 \cdot 15,0 - 0,1000 \cdot 16,2 = 4,38 \text{ mval}$$

W analizowanej próbce było $4,38 \text{ mval}$ amoniaku (czyli $n_N = 4,38 \text{ mmol}$). Masa molowa azotu to $14,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, więc masa azotu w próbce wyniosła:

$$m_N = n_N M_N = 4,38 \text{ mmol} \cdot 14,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 61,36 \text{ mg}$$

Zawartość azotu w próbce wynosi zatem:

$$\%N = \frac{61,36}{316,8} \cdot 100\% = 19,4\%$$

Odpowiedź: Badana próbka nawozu zawierała 19,4% azotu.

Postępowanie się stężeniami normalnymi jest szczególnie wygodne w obliczeniach wyników wieloetapowych miareczkowań oksydometrycznych. W tego typu oznaczeniach mamy do czynienia z szeregiem reakcji chemicznych, których zapis i stechiometria wcale nie muszą być znane. Obliczona ze wskazań biurety ilość równoważników roztworu miareczkującego oznacza, że we wszystkich etapach analizy uczestniczyła taka sama ilość równoważników produktów pośrednich, jak również substancji oznaczanej. Trzeba tylko umieć poprawnie obliczyć masę równoważnika substancji oznaczanej.

Przykład 5.29: Oznaczanie zawartości manganu w stali przez miareczkowanie oksydometryczne.

Roztworzono w kwasie 238,6 mg stali. Obecny w niej mangan utleniono ilościowo do jonów MnO_4^- , które następnie zredukowano do jonów Mn^{2+} dodając z biurety 23,4 cm^3 roztworu reduktora o stężeniu 0,0100 $\frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć procentową zawartość manganu w badanej stali.

Rozwiązanie: Ponieważ manganian(vii) ulega redukcji do manganu(ii), to przyłącza pięć elektronów, zatem $w_{\text{Mn}} = 5 \frac{\text{val}}{\text{mol}}$, a gramorównoważnik manganu:

$$gR_{\text{Mn}} = \frac{M_{\text{Mn}}}{w_{\text{Mn}}} = \frac{54,94}{5} = 10,988 \frac{\text{g}}{\text{val}}$$

Liczba równoważników manganu wynosi:

$$R_{\text{Mn}} = c_{\text{N}} V_{\text{r}} = 0,0100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3} \cdot 23,4 \text{ cm}^3 = 0,234 \text{ mval}$$

Zatem masa manganu wynosi:

$$m_{\text{Mn}} = R_{\text{Mn}} gR_{\text{Mn}} = 0,234 \text{ mval} \cdot 10,988 \frac{\text{g}}{\text{val}} = 2,57 \text{ mg}$$

Procentowa zawartość manganu w stali to:

$$\% \text{Mn} = \frac{2,57}{236,8} \cdot 100 \% = 1,09 \%$$

Odpowiedź: Badana stal zawiera 1,09 % manganu.

Zamieszczane w literaturze przepisy analityczne zawierają opisy poszczególnych etapów analizy, w tym przypadku roztwarzania stali, ilościowego utleniania jonów Mn^{2+} i końcowego miareczkowania. W omawianym przykładzie, gdy wynik analizy obliczamy na zasadzie bilansu równoważników, informacje te są zbędne za wyjątkiem reakcji półkowej redukcji jonów MnO_4^- .

Na końcu przepisu zwykle zamieszczany jest wzór umożliwiający obliczenie wyniku analizy. W tym wypadku:

$$\% \text{Mn} = \frac{c_{\text{N}} \cdot V_{\text{r}} \cdot 10,988}{m_{\text{pr}}} \cdot 100 \%$$

Przykład 5.30: Oznaczanie tlenu rozpuszczonego w wodzie metodą Winklera.

W celu ilościowego oznaczenia tlenu rozpuszczonego w wodzie pobrano do analizy 360 cm^3 wody, do której dodano w nadmiarze: MnSO_4 oraz KI i KOH . Wytrącony w tych warunkach osad tlenku manganu(IV), po zakwaszeniu próbki H_2SO_4 utlenił jony jodkowe stechiometrycznie do jodu pierwiastkowego. Do miareczkowania wydzielonego jodu zużyto $5,0 \text{ cm}^3$ roztworu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ o stężeniu $0,0500 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć, ile mg tlenu O_2 znajdowało się w $1,00 \text{ dm}^3$ badanej wody.

Rozwiązanie: Na podstawie wyniku miareczkowania obliczamy ilość równoważników tiosiarczanu:

$$R_{\text{O}_2} = c_N V_r = 0,0500 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3} \cdot 5,0 \text{ cm}^3 = 0,25 \text{ mval}$$

Ta ilość tiosiarczanu zredukowała $0,25 \text{ mval}$ jodu, który powstał w reakcji z $0,25 \text{ mval}$ MnO_2 utworzonego z $0,25 \text{ mval}$ jonów Mn^{2+} utlenionych przez $0,25 \text{ mval}$ tlenu rozpuszczonego w wodzie.

Oba atomy tlenu w cząsteczce O_2 ze stopnia utlenienia 0 przechodzą na stopień utlenienia -2 , zatem $w_{\text{O}_2} = 4 \frac{\text{val}}{\text{mol}}$. Tym samym gramorównoważnik wynosi:

$$gR_{\text{O}_2} = \frac{M_{\text{O}_2}}{w_{\text{O}_2}} = \frac{32,00}{4} = 8,000 \frac{\text{g}}{\text{val}}$$

Zawartość tlenu w badanej próbce 360 cm^3 wody wynosiła więc:

$$m_{\text{O}_2} = R_{\text{O}_2} gR_{\text{O}_2} = 0,25 \text{ mval} \cdot 8,000 \frac{\text{g}}{\text{val}} = 2,0 \text{ mg}$$

Zatem w $1,00 \text{ dm}^3$ tlenu będzie $2,0 \cdot \frac{1000}{360} = 5,6 \text{ mg}$.

Odpowiedź: W $1,00 \text{ dm}^3$ badanej wody znajduje się $5,6 \text{ mg}$ rozpuszczonego tlenu.

Z powyższego rozumowania łatwo wyprowadzić ogólną zależność pozwalającą na podstawie podanego toku analizy obliczyć zawartość tlenu w wodzie:

$$c_{\text{O}_2} \left[\frac{\text{mg}}{\text{dm}^3} \right] = \frac{(c_N V)_{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}}{V_{\text{pr}}} \cdot 8000$$

5.8 Zadania

Jeśli nie zaznaczono inaczej, to w zadaniach dotyczących równoważników chemicznych oraz stężeń normalnych należy przyjąć, że roztwory będą użyte w reakcjach wymiany jonów.

1. $60,0 \text{ g}$ substancji rozpuszczono w $1,00 \text{ dm}^3$ wody. Obliczyć stężenie procentowe roztworu.
2. Ile gramów $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$ należy odważyć, aby otrzymać 200 g $5,00 \%$ roztworu siarczanu(vi) sodu w wodzie?
3. Ile wody i ile cukru należy zmieszać, aby uzyskać 300 g $20,0 \%$ roztworu cukru w wodzie?
4. Ile gramów jodu i jaką objętość etanolu ($d = 0,78 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) należy użyć do sporządzenia 30 g 10% roztworu jodyny?

5. 300 dm^3 gazowego amoniaku (warunki normalne) rozpuszczono w $2,00 \text{ dm}^3$ wody. Obliczyć stężenie procentowe tego roztworu.
6. W $1,00 \text{ dm}^3$ wody znajduje się $25,0 \text{ mg}$ rozpuszczonego tlenu. Obliczyć stężenie procentowe tlenu w wodzie.
7. Jaką objętość wody należy dodać do $1,00 \text{ dm}^3$ $35,0\%_{(m/m)}$ roztworu HCl o gęstości $1,18 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, aby otrzymać roztwór $20,0\%$?
8. W 200 cm^3 $20,0\%$ roztworu MgSO_4 o gęstości $1,10 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ rozpuszczono $15,0 \text{ g}$ $\text{MgSO}_4 \cdot 7 \text{ H}_2\text{O}$ zawierającego $2,00\%$ zanieczyszczeń. Obliczyć stężenie procentowe MgSO_4 w tym roztworze.
9. Do 100 g wody wrzucono $4,60 \text{ g}$ sodu. Obliczyć stężenie procentowe powstałego roztworu.
10. Roztwór składa się z dwóch moli cząsteczek kwasu siarkowego(VI) i trzech moli cząsteczek wody. Oblicz skład procentowy tego roztworu.
11. Kwas solny o stężeniu $20,0\%$ i gęstości $1,10 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ rozcieńczono wodą w stosunku objętościowym $1 : 1$. Obliczyć zawartość procentową chlorowodoru w powstałym roztworze.
12. Jakie musi być stężenie procentowe roztworu glukozy $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, aby w roztworze tym $1,00 \text{ mol}$ glukozy przypadła na $1,00 \text{ mol}$ wody?
13. W warunkach normalnych w $1,00 \text{ dm}^3$ wody rozpuszcza się 712 dm^3 gazowego amoniaku. Obliczyć stężenie procentowe otrzymanej wody amoniakalnej.
14. Jaką objętość $95,0\%_{(V/V)}$ roztworu należy rozcieńczyć wodą aby uzyskać $1,00 \text{ dm}^3$ $50,0\%_{(V/V)}$ roztworu tej substancji?
15. Obliczyć stężenie procentowe objętościowe $40,0\%_{(m/m)}$ roztworu HNO_3 o gęstości $1,25 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, jeżeli gęstość bezwodnego kwasu wynosi $1,52 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
16. Ile cm^3 wody należy dodać do 100 g $45,0\%_{(V/V)}$ roztworu etanolu w wodzie o gęstości $0,817 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, aby uzyskać roztwór o stężeniu $40,0\%_{(m/m)}$? Gęstość czystego etanolu wynosi $0,794 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
17. Zakładając, że powietrze jest mieszaniną: $78,1\%_{(V/V)}$ azotu, $20,9\%_{(V/V)}$ tlenu oraz $1,0\%_{(V/V)}$ argonu Obliczyć gęstość powietrza (warunki normalne) oraz jego skład w procentach masowych.
18. Określić stężenie molowe roztworów zawierających:
 - a) $6,88 \text{ g}$ siarczanu(VI) litu w 250 cm^3 roztworu
 - b) $0,231 \text{ g}$ fluorku amonu w $10,0 \text{ cm}^3$ roztworu
 - c) $2,00 \text{ g}$ dichromianu(VI) potasu w 100 cm^3 roztworu
19. Ile moli poszczególnych soli znajduje się w niżej wymienionych objętościach roztworów:
 - a) w 250 cm^3 roztworu siarczanu(VI) magnezu o stężeniu $0,500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 - b) w $25,0 \text{ cm}^3$ roztworu azotan(V) ołowiu(II) o stężeniu $0,250 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 - c) w $2,50 \text{ cm}^3$ roztworu siarczanu(VI) amonu o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

20. Rozpuszczalność w wodzie wybranych trudno rozpuszczalnych soli jest następująca:

- a) Ag_2CrO_4 — $0,022 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$
- b) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ — $0,12 \frac{\text{mg}}{\text{dm}^3}$
- c) HgS — $1,3 \cdot 10^{-24} \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$

Określić stężenie molowe nasyconych, wodnych roztworów tych soli.

21. Jaką masę związków należy odważyć w celu przygotowania niżej podanych roztworów:

- a) $2,00 \text{ dm}^3$ roztworu octanu amonu o stężeniu $6,00 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
- b) 500 cm^3 roztworu sześciowodnego chlorku chromu(III) o stężeniu $0,166 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
- c) $10,0 \text{ cm}^3$ roztworu dwuwodnego chlorku baru o stężeniu $0,250 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

22. Obliczyć jaką masę chlorku bizmutu BiCl_3 , trihydratu heksacyjanożelazianu(II) potasu $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3 \text{ H}_2\text{O}$ oraz diwodorofosforanu(V) wapnia $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ należy odważyć w celu sporządzenia następujących roztworów:

- a) $1,50 \text{ dm}^3$ roztworu BiCl_3 o stężeniu $0,167 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$
- b) $2,00 \text{ dm}^3$ roztworu $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ o stężeniu $0,125 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$
- c) 100 cm^3 roztworu $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ o stężeniu $0,0250 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$

23. Obliczyć liczbę równoważników zawartych w:

- a) $10,0 \text{ cm}^3$ roztworu K_2CrO_4 o stężeniu $0,500 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$
- b) $25,0 \text{ cm}^3$ roztworu NaOH o stężeniu $0,125 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$
- c) $2,00 \text{ cm}^3$ roztworu H_3PO_4 o stężeniu $25,0 \frac{\text{mval}}{\text{dm}^3}$

24. Obliczyć stężenie normalne roztworów zawierających:

- a) $75,4 \text{ g}$ chlorku rtęci(II) w 500 cm^3 roztworu
- b) $2,20 \text{ kg}$ kwasu siarkowego(VI) w $5,00 \text{ dm}^3$ roztworu
- c) $12,8 \text{ g}$ siarczanu(VI) glinu w 300 cm^3 roztworu

25. Obliczyć stężenie normalne kwasu siarkowego(VI) zawierającego $4,00 \text{ g}$ SO_3 w $1,00 \text{ dm}^3$ roztworu.

26. Należy sporządzić 400 cm^3 roztworu Na_2CO_3 o stężeniu $0,100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$, który będzie użyty w reakcji całkowitego zobojętnienia. Ile gramów $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$ należy odważyć?

27. Jaką objętość roztworu KOH o stężeniu $0,100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$ można przygotować dysponując $10,0 \text{ g}$ KOH ?

28. Jaką objętość roztworu H_2SO_4 o stężeniu $93,2 \%$ i gęstości $1,83 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ należy rozcieńczyć wodą w celu sporządzenia $1,00 \text{ dm}^3$ roztworu tego kwasu o stężeniu $0,400 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$?

29. Należy przygotować $1,00 \text{ dm}^3$ roztworu manganianu(VII) potasu o stężeniu $0,100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$, który będzie spełniał rolę utleniacza w środowisku kwasowym. Obliczyć, ile KMnO_4 należy w tym celu odważyć.

30. Obliczyć gęstość 36,0% HCl, wiedząc, że roztwór ten ma stężenie $12,0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
31. Obliczyć masę molową substancji rozpuszczonej, wiedząc, że roztwór 25,0% jest roztworem o stężeniu $2,50 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, a jego gęstość wynosi $1,22 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
32. Ile cm^3 wody należy dodać do 200 cm^3 roztworu HNO_3 o gęstości $1,32 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, aby otrzymać roztwór o gęstości $1,08 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$?
33. Zmieszano roztwór soli o gęstości $1,30 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ z wodą w stosunku objętościowym 2 : 1. Oblicz gęstość roztworu końcowego.
34. Zmieszano $10,0 \text{ cm}^3$ 50,0% roztworu H_2SO_4 o gęstości $1,40 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ z $5,00 \text{ cm}^3$ 20,0% roztworu H_2SO_4 o gęstości $1,14 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Obliczyć stężenie procentowe, molowe oraz gęstość otrzymanego roztworu.
35. Do 100 cm^3 wody dodano 500 cm^3 roztworu H_2SO_4 o gęstości $1,20 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Kontrakcja roztworu wynosi 3,00%. Obliczyć gęstość roztworu końcowego.
36. Do jakiej objętości należy rozcieńczyć $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu HNO_3 o gęstości $1,15 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, aby otrzymać roztwór o gęstości $1,10 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$?
37. Jaką objętość wody należy odparować z $2,00 \text{ dm}^3$ roztworu o gęstości $1,06 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, aby otrzymać roztwór o gęstości $1,24 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$?
38. Zmieszano 200 cm^3 roztworu o nieznannej gęstości z 300 cm^3 roztworu o gęstości $1,20 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Po zmieszaniu roztworów jego gęstość wynosiła $1,25 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Obliczyć nieznaną gęstość roztworu.
39. Ile wody należy odparować z 300 cm^3 $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ roztworu, aby otrzymać roztwór $2,00 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$?
40. Ile wody należy odparować z 200 g 10,0% roztworu, aby otrzymać roztwór 25,0%?
41. Z 200 g 20,0% roztworu odparowano 50,0 g wody. Obliczyć stężenie procentowe tego roztworu.
42. Ile gramów soli należy dodać do 200 g 20,0% roztworu, aby otrzymać roztwór 30,0%?
43. Do jakiej objętości należy rozcieńczyć 100 cm^3 15,0% roztworu NaCl o gęstości $1,10 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, aby otrzymać $0,0900 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ roztwór tej soli?
44. Jaką masę 94,0% roztworu należy dodać do 5,00 kg roztworu 70,0%, aby otrzymać roztwór o stężeniu 84,0%?
45. Ile gramów wody należy dodać do 300 cm^3 20,0% roztworu wodorotlenku sodu o gęstości $1,25 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, aby otrzymać roztwór 15%?
46. Jaką objętość stężonego kwasu solnego o gęstości $1,19 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ i zawartości 38,0% HCl należy użyć, aby przygotować $1,00 \text{ dm}^3$ roztworu tego kwasu o stężeniu $2,00 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$?
47. Jaką objętość wody należy dodać do 300 cm^3 63,0% roztworu HNO_3 o gęstości $1,40 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, aby otrzymać roztwór tego kwasu o stężeniu $1,00 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$?
48. W jakim stosunku masowym należy mieszać roztwór 80% z roztworem 20%, aby otrzymać roztwór 30%?

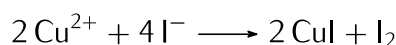
49. W jakim stosunku objętościowym należy mieszać 50 % roztwór kwasu siarkowego(VI) ($d = 1,73 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) z 20 % kwasem siarkowym(VI) ($d = 1,14 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$), aby otrzymać roztwór tego kwasu o stężeniu 30 %?
50. W jakich stosunkach objętościowych należy mieszać 63 % roztwór HNO_3 ($d = 1,4 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) oraz roztwór o stężeniu $3,0 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby otrzymany roztwór miał stężenie $10 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$?
51. Zmieszano dwa roztwory H_2SO_4 : 40 % o gęstości $1,3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ oraz 60 % o gęstości $1,5 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$. Otrzymano 1,7 kg 52,35 % roztworu. W jakim stosunku objętościowym zmieszano oba roztwory H_2SO_4 ?
52. Ile gramów soli należy dodać do $2,00 \text{ dm}^3$ 10,0 % roztworu tej soli o gęstości $1,09 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, aby otrzymać roztwór o stężeniu 20,0 %?
53. Zmieszano 500 cm^3 32,0 % roztworu Na_2SO_4 o gęstości $1,16 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ z 300 cm^3 wody. Obliczyć: stężenie procentowe, molowe oraz gęstość tego roztworu.
54. Zmieszano trzy roztwory tej samej substancji: 100 g roztworu 70,0 %, 300 g roztworu 30,0 % oraz 2,40 kg roztworu 5,00 %. Obliczyć stężenie procentowe otrzymanego roztworu.
55. Obliczyć stężenie molowe i normalne następujących roztworów:
- 10,0 % H_2SO_4 o gęstości $1,07 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
 - 20,0 % NH_3 o gęstości $0,920 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
 - 24,0 % HCl o gęstości $1,12 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
 - 5,40 % $\text{Ba}(\text{OH})_2 \cdot 8 \text{H}_2\text{O}$ o gęstości $1,03 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
 - 10,0 % $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$ o gęstości $1,10 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
56. Obliczyć stężenie procentowe:
- roztworu H_2SO_4 o stężeniu $0,750 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i gęstości $1,05 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
 - roztworu KOH o stężeniu $5,55 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i gęstości $1,24 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
 - roztworu NH_3 o stężeniu $1,00 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i gęstości $0,950 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
 - roztworu Na_2CO_3 o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i gęstości $1,01 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
 - roztworu H_2O_2 o stężeniu $11,6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i gęstości $1,13 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
57. Obliczyć gęstość następujących roztworów:
- 15,0 % roztworu NH_4NO_3 , wiedząc, że ma on stężenie $3,50 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 - 36,0 % roztworu HCl , wiedząc, że ma on stężenie $11,6 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$
 - 18,0 % roztworu NH_4Cl , wiedząc, że ma on stężenie $3,54 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 - 7,00 % roztworu H_2SO_4 , wiedząc, że ma on stężenie $1,50 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$
 - 35,0 % roztworu H_2O_2 , wiedząc, że ma on stężenie $11,6 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
58. Obliczyć stężenie molowe kwasu fosforowego(V) o gęstości $1,293 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ i zawartości 32,6 % P_4O_{10} .

59. Określić stężenie molowe kwasu siarkowego(VI) zawierającego 0,714 g SO_3 w 200 cm^3 roztworu.
60. W 5,00 g roztworu o gęstości $1,16 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ znajduje się 1,00 g $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. Obliczyć stężenie procentowe, molowe i normalne tego roztworu.
61. Roztwór BaCl_2 zawiera 1,72 mg Ba^{2+} w 100 cm^3 . Jakie jest stężenie normalne tego roztworu?
62. Jaką objętość roztworu NaOH o stężeniu $0,0400 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ należy dodać do 300 cm^3 roztworu H_3PO_4 o stężeniu $0,0200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby w wyniku reakcji otrzymać sól obojętną?
63. Zmieszano: $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu HCl o stężeniu $0,200 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$ z 200 cm^3 roztworu $\text{Ba}(\text{OH})_2$ o stężeniu $0,400 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć stężenie molowe soli i odczynnika będącego w nadmiarze.
64. Zmieszano: $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu NaOH o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu NaOH o stężeniu $0,200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ oraz 50 cm^3 roztworu NaOH o stężeniu $0,300 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Po zmieszanu roztwór rozcieńczono do objętości 200 cm^3 . Obliczyć, ile cm^3 roztworu H_3PO_4 o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ należy użyć do zobojętnienia $50,0 \text{ cm}^3$ tego roztworu, jeżeli produktem reakcji ma być Na_2HPO_4 .
65. Do $10,0 \text{ cm}^3$ roztworu HCl o stężeniu $20,0 \%$ (m/m) i gęstości $1,15 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$ dodano $40,0 \text{ cm}^3$ roztworu KOH o stężeniu $2,00 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć stężenie molowe odczynnika pozostającego w nadmiarze.
66. Zmieszano $30,0 \text{ cm}^3$ roztworu HCl o stężeniu $0,400 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, $20,0 \text{ cm}^3$ roztworu H_2SO_4 o stężeniu $0,400 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ oraz $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu KOH o stężeniu $0,600 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć, ile cm^3 roztworu HCl lub KOH o stężeniu $0,0500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ należy dodać do tego roztworu, aby otrzymać roztwór obojętny.
67. Zmieszano 500 cm^3 roztworu HNO_3 o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ oraz 100 cm^3 roztworu KOH o stężeniu $0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, otrzymany roztwór rozcieńczono czterokrotnie. Obliczyć stężenie molowe soli i odczynnika pozostającego w nadmiarze w tym roztworze.
68. $1,00 \text{ g}$ chemicznie czystego CaCO_3 wymaga do całkowitego rozтворzenia $39,5 \text{ cm}^3$ roztworu HCl o nieznanym stężeniu. Obliczyć stężenie molowe tego kwasu.
69. Do 160 cm^3 roztworu NaCl dodano nadmiar AgNO_3 . Wytrącony osad AgCl po przemyciu i wysuszeniu ważył $0,574 \text{ g}$. Obliczyć stężenie molowe roztworu NaCl .
70. Obliczyć jaki procent masy pewnego kwasu organicznego stanowią kwasowo czynne atomy wodoru, jeżeli do zobojętnienia $1,00 \text{ g}$ tego kwasu potrzebne jest $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu KOH o stężeniu $0,300 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
71. Obliczyć objętość ditlenku węgla w warunkach normalnych niezbędną do zobojętnienia 300 cm^3 roztworu wodorotlenku wapnia o stężeniu $10,0 \frac{\text{mmol}}{\text{dm}^3}$.
72. Jaką objętość $10,0 \%$ roztworu H_2SO_4 o gęstości $1,07 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$ należy użyć do całkowitego zobojętnienia roztworu zawierającego $16,0 \text{ g}$ NaOH ?
73. W jakim stosunku objętościowym należy zmieszać roztwór zawierający $18,9 \text{ g}$ HNO_3 w $1,00 \text{ dm}^3$ z roztworem zawierającym $1,60 \text{ g}$ NaOH w $0,500 \text{ dm}^3$, aby otrzymać roztwór obojętny?

74. Do 100 cm^3 roztworu zawierającego $1,00 \text{ g}$ NaOH dodano 100 cm^3 roztworu HCl o stężeniu $1,00 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć stężenie molowe odczynnika w nadmiarze.
75. Do całkowitego zobojętnienia $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu zawierającego pewną ilość kwasu octowego CH_3COOH zużyto $20,0 \text{ cm}^3$ roztworu Na_2CO_3 o stężeniu $0,700 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć stężenie molowe soli w roztworze po zobojętnieniu.
76. Woda królewska jest mieszaniną: stężonego kwasu solnego ($36,5\%_{(m/m)}$, $d = 1,18 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) oraz stężonego kwasu azotowego(V) ($63,0\%_{(m/m)}$, $d = 1,39 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) zmieszanych w stosunku molowym 3 : 1. Jaką objętość stężonego HCl należy dodać do 100 cm^3 stężonego HNO_3 , aby otrzymać wodę królewską?
77. Jaką objętość gazowego aldehydu mrówkowego (w warunkach normalnych) należy rozpuścić w wodzie, aby otrzymać $1,00 \text{ dm}^3$ formaliny ($36,0\%$ roztwór HCHO o gęstości $1,10 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$)?
78. Obliczyć liczbę jonów znajdujących się w $1,00 \text{ cm}^3$ roztworu MgCl_2 o stężeniu $10,0\%_{(m/m)}$ i gęstości $1,10 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
79. Ile cm^3 wody amoniakalnej ($25,0\%_{(m/m)}$, $d = 0,910 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) należy użyć, aby w reakcji z kwasem fosforowym(V) otrzymać $10,0 \text{ g}$ stałego $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot 3 \text{ H}_2\text{O}$ przy wydajności krystalizacji wynoszącej $50,0\%$?
80. Ile cząsteczek amoniaku zawiera $1,00 \text{ cm}^3$ wody amoniakalnej z poprzedniego zadania?
81. Ile miligramów Na_2CO_3 znajdowało się w roztworze, jeżeli do całkowitego zobojętnienia zużyto $20,0 \text{ cm}^3$ roztworu H_2SO_4 o stężeniu $0,0500 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$?
82. Jaka masa kwasu benzoowego $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ przereaguje całkowicie z $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu mocnej zasady o stężeniu $0,100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$?
83. Jaka masa szczawianu sodu $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ zredukuje w środowisku kwasowym $25,0 \text{ cm}^3$ roztworu KMnO_4 o stężeniu $0,200 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$?
84. Do zmiareczkowania próbki zawierającej $60,0 \text{ mg}$ NaOH zużyto $10,0 \text{ cm}^3$ mocnego kwasu. Obliczyć stężenie normalne tego kwasu.
85. Ile równoważników reduktora zawierała próbka, jeżeli do jej utlenienia zużyto $26,0 \text{ cm}^3$ roztworu utleniacza o stężeniu $0,0500 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$?
86. Ile mg H_3PO_4 znajdowało się w próbce, jeżeli do jej całkowitego zobojętnienia zużyto $20,0 \text{ cm}^3$ roztworu KOH o stężeniu $0,100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$?
87. Do zmiareczkowania próbki zawierającej H_2SO_4 zużyto $15,0 \text{ cm}^3$ roztworu KOH o stężeniu $0,250 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć ile miligramów H_2SO_4 znajdowało się w badanej próbce.
88. Gazowy amoniak pochłaniano w płuczce zawierającej $20,0 \text{ cm}^3$ roztworu H_2SO_4 o stężeniu $0,100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Nadmiar nieprzereagowanego kwasu odmiareczkowano używając $15,0 \text{ cm}^3$ roztworu KOH o stężeniu $0,100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć, ile miligramów NH_3 wprowadzono do płuczki.
89. Do zmiareczkowania roztworu H_2O_2 zużyto $24,0 \text{ cm}^3$ roztworu KMnO_4 o stężeniu $0,0900 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć, ile miligramów nadtlenu wodoru zawierała miareczkowana próbka.

90. $20,0 \text{ cm}^3$ roztworu HNO_3 o gęstości $1,20 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ wlane do kolby miarowej i uzupełniono wodą do objętości 500 cm^3 . Z kolby tej pobrano $25,0 \text{ cm}^3$ kwasu i zobojętniono dodając z biurety $20,0 \text{ cm}^3$ roztworu NaOH o stężeniu $0,250 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć stężenie procentowe HNO_3 przed jego rozcieńczeniem.
91. Jaką objętość wody należy dodać do $40,0 \text{ cm}^3$ $18,25\%$ roztworu HCl o gęstości $1,09 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, aby do ilościowego wytrącenia osadu AgCl z $25,0 \text{ cm}^3$ rozcieńczonego kwasu zużyć $10,0 \text{ cm}^3$ roztworu AgNO_3 o stężeniu $0,500 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$?
92. Mieszanina FeSO_4 oraz $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ rozpuszczona w wodzie zredukowała $8,80 \text{ cm}^3$ roztworu KMnO_4 o stężeniu $0,100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Taka sama objętość tej mieszaniny, po zredukowaniu jonów Fe^{3+} do Fe^{2+} przereagowała z $29,8 \text{ cm}^3$ roztworu KMnO_4 o stężeniu $0,100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć skład procentowy tej mieszaniny.

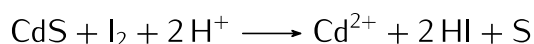
93. Aby oznaczyć miedź w mosiądzu metodą jodometryczną postępuje się następująco: mosiądz roztwarza się w HNO_3 , dodaje H_2SO_4 i ogrzewając usuwa się nadmiar HNO_3 . Po wygotowaniu kwasu azotowego(V), roztwór zobojętnia się amoniakiem, zakwasza kwasem octowym i dodaje nadmiar KI . Obecne w roztworze jony Cu^{2+} utleniają jony jodkowe do jodu według reakcji:



Wydzielony jod odmiareczkuje się mianowanym roztworem tiosiarczanu w obecności skrobi jako wskaźnika.

Odważono próbkę $126,8 \text{ mg}$ mosiądzu i postępowano jak wyżej. Do zmiareczkowania wydzielonego jodu zużyto $12,8 \text{ cm}^3$ roztworu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ o stężeniu $0,100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć procentową zawartość miedzi w mosiądzu.

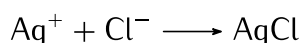
94. W celu oznaczenia zawartości siarki w żeliwie postępuje się następująco: badane żeliwo roztwarza się w kwasie solnym. Wydzielający się siarkowódz pochłaniany jest ilościowo w roztworze soli kadmu. Roztwór z osadem CdS zakwasza się i dodaje w nadmiarze określoną ilość jodu. Zachodzi następująca reakcja:



Nadmiar jodu odmiareczkuje się mianowanym roztworem tiosiarczanu. Odważono 5000 mg żeliwa i postępowano jak wyżej.

Do naczynia z osadem CdS dodano $10,0 \text{ cm}^3$ roztworu I_2 o stężeniu $0,100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Na odmiareczkowanie nadmiaru jodu zużyto $25,0 \text{ cm}^3$ roztworu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ o stężeniu $0,0250 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć procentową zawartość siarki w żeliwie. Podać ogólny wzór na obliczanie zawartości siarki w żeliwie (%S w żeliwie uzależniony od masy próbki oraz objętości i stężenia użytego roztworu tiosiarczanu).

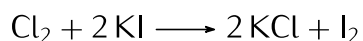
95. Podczas oznaczania chlorków metodą Volharda postępuje się następująco: badany roztwór zawierający jony chlorkowe zakwasza się HNO_3 i dodaje do niego nadmiar mianowanego roztworu azotanu(V) srebra. Jony Cl^- reagują z jonami Ag^+ tworząc trudno rozpuszczalny osad AgCl zgodnie z równaniem:



Nadmiar jonów Ag^+ odmiareczkuje się mianowanym roztworem KSCN wobec jonów Fe^{3+} jako wskaźnika.

Do analizy odważono 5026 mg mieszaniny piasku z solą, sól ilościowo wymyto wodą, a piasek odsączono. Roztwór zawierający jony chlorkowe zakwaszono HNO_3 i dodano do niego $50,0 \text{ cm}^3$ roztworu AgNO_3 o stężeniu $0,100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Do odmiareczkowania nadmiaru jonów Ag^+ zużyto $14,8 \text{ cm}^3$ roztworu KSCN o stężeniu $0,100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć procentową zawartość NaCl w mieszaninie piasku z solą. Podać ogólny wzór na obliczenie zawartości NaCl w tej mieszaninie.

96. Oznaczenie chloru w wodzie przebiega następująco. Do badanej próbki dodaje się nadmiar KI . Rozpuszczony w wodzie chlor utlenia jony jodkowe do jodu według reakcji:



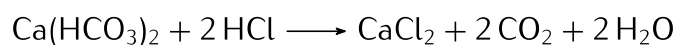
Ilość wydzielonego jodu oznacza się miareczkując mianowanym roztworem tiosiarczanu w obecności skrobi.

Do analizy pobrano 355 cm^3 wody z basenu i dodano do niej nadmiar KI . Na odmiareczkowanie wydzielonego jodu zużyto $4,50 \text{ cm}^3$ roztworu $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ o stężeniu $0,0100 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz zawartość Cl_2 w wodzie w $\frac{\text{mg}}{\text{dm}^3}$. Podaj ogólny wzór na obliczenie zawartości chloru w wodzie w tych jednostkach.

97. Oznaczenie zawartości żelaza w rudzie metodą manganometryczną prowadzi się następująco: próbkę rudy roztwarza się w mieszaninie kwasów. Obecne w roztworze jony Fe^{3+} redukuje się ilościowo do Fe^{2+} dodając nadmiar SnCl_2 . Nadmiar SnCl_2 usuwa się dodając HgCl_2 . Jony Fe^{2+} utlenia się ilościowo do jonów Fe^{3+} miareczkując w środowisku kwasowym mianowanym roztworem KMnO_4 .

Do analizy odważono 138,2 mg rudy żelaza i postępowano według powyższej procedury. Do utlenienia jonów Fe^{2+} zużyto $15,85 \text{ cm}^3$ roztworu KMnO_4 o stężeniu $0,0950 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć procentową zawartość żelaza w rudzie. Podać ogólny wzór na obliczanie procentowej zawartości Fe_2O_3 w rudzie.

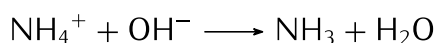
98. Oznaczanie twardości wody prowadzi się następująco: twardość przemijającą (węglanową) wody oznacza się miareczkując wodę mianowanym roztworem HCl wobec oranżu metylowego jako wskaźnika. Zawarte w wodzie wodorowęglany wapnia (i magnezu) reagują z kwasem solnym według równania:



Twardość wody zwykle wyraża się w stopniach niemieckich. Jeden stopień niemiecki (1°N) odpowiada zawartości 10,0 mg CaO w $1,00 \text{ dm}^3$ wody, tak więc ilość zużytego do miareczkowania kwasu solnego przelicza się na ilość równoważników CaO .

Do analizy pobrano 100 cm^3 wody. Na zobojętnienie zawartych w niej wodorowęglanów wapnia i magnezu zużyto $3,20 \text{ cm}^3$ roztworu HCl o stężeniu $0,100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć twardość przemijającą wody w stopniach niemieckich.

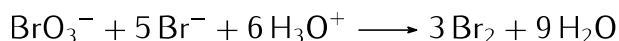
99. Podczas oznaczania azotu metodą Kjeldahla postępuje się następująco: azot (amonyowy, aminowy oraz iminowy) przeprowadza się w amoniak przez gotowanie próbki z nadmiarem NaOH według reakcji:



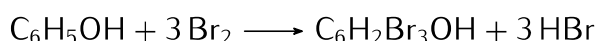
Wydzielający się amoniak pochłania się ilościowo w nadmiarze mianowanego roztworu kwasu, a następnie jego nadmiar odmiareczkuje się mianowanym roztworem NaOH .

Podczas analizy 832,0 mg nawozu azotowego rozłożono wodorotlenkiem sodu. Wydzielony amoniak pochłonięto w 50,0 cm³ roztworu HCl o stężeniu 0,500 $\frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Na odmiareczkowanie nieprzereagowanego HCl zużyto 15,0 cm³ roztworu NaOH o stężeniu 0,600 $\frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć procentową zawartość azotu w nawozie.

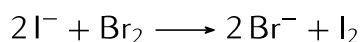
100. Oznaczanie fenolu w wodzie przeprowadza się następująco: do zakwaszonego roztworu fenolu dodaje się nadmiar bromku potasu oraz znaną ilość mianowanego roztworu bromianu(V) potasu w nadmiarze do ilości fenolu. W wyniku reakcji synproporcjonowania tworzy się wolny brom:



Powstały brom bromuje ilościowo fenol, podstawiając w pierścieniu trzy atomy wodoru:



Po dodaniu do roztworu jodku potasu nadmiar bromu wydziela równoważną ilość jodu:



Wydzielony jod odmiareczkuje się mianowanym roztworem tiosiarczanu.

Do analizy pobrano pewną ilość wody zawierającej fenol. Do próbki dodano nadmiar stałego KBr, kwasu solnego oraz 25,0 cm³ roztworu KBrO₃ o stężeniu 0,0200 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, a po upływie 10 min ok. 2 g KI. Do odmiareczkowania wydzielonego jodu zużyto 13,2 cm³ roztworu Na₂S₂O₃ o stężeniu 0,100 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Obliczyć ile mg fenolu zawierała próbka badanej wody.

5.9 Odpowiedzi

Użyto mas atomowych z największą dostępną dokładnością. Wyniki zostały zaokrąglone do liczby cyfr znaczących zgodnie z danymi w poszczególnych zadaniach. Stosunki masowe i objętościowe zaokrąglono do najbliższych liczb całkowitych.

- | | |
|---|---|
| 1. 5,66 % | 11. 10,5 % |
| 2. 22,7 g | 12. 90,9 % |
| 3. 60,0 g cukru; 240 g wody | 13. 34,8 % |
| 4. 3,0 g jodu; 35 cm ³ etanolu | 14. 526 cm ³ |
| 5. 10,1 % | 15. 32,9 % |
| 6. 2,50 · 10 ⁻³ % (25,0 ppm) | 16. 9,33 cm ³ |
| 7. 885 cm ³ | 17. 1,28 $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$; 75,5 % N ₂ ; 23,1 % O ₂ ; 1,4 % Ar |
| 8. 21,8 % | 18. a) 0,250 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ b) 0,624 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ c) 68,0 $\frac{\text{mmol}}{\text{dm}^3}$ |
| 9. 7,67 % | 19. a) 0,125 mol b) 6,25 mmol |
| 10. 78,4 % | c) 0,25 mmol |

20. a) $6,6 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ b) $3,9 \cdot 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ 48. 1 : 5
 c) $5,6 \cdot 10^{-27} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ 49. 1 : 3
21. a) 925 g b) 22,1 g c) 611 mg 50. 7 : 4
22. a) 26,3 g b) 26,4 g c) 293 mg 51. 5 : 7
23. a) 5,00 mval b) 3,12 mval c) 50,0 μval 52. 272 g
24. a) $1,11 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$ b) $8,97 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$ c) $374 \frac{\text{mval}}{\text{dm}^3}$ 53. 21,1 %; $1,63 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $1,10 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
25. $0,100 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$ 54. 10,0 %
26. 5,72 g 55. a) $1,09 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $2,18 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$ b) $10,8 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
 $10,8 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$ c) $7,37 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $7,37 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$
 d) $0,176 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $0,352 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$ e) $0,407 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$;
 $1,22 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$
27. $1,78 \text{ dm}^3$
28. $11,5 \text{ cm}^3$
29. 3,16 g 56. a) 7,00 % b) 25,1 % c) 7,75 %
 d) 1,05 % e) 34,9 %
30. $1,22 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ 57. a) $1,87 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ b) $1,17 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ c) $1,05 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
 d) $1,05 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ e) $1,13 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
31. $122 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
32. 600 cm^3 58. $5,94 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
33. $1,20 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ 59. $44,6 \frac{\text{mmol}}{\text{dm}^3}$
34. 41,3 %; $5,53 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $1,31 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ 60. 20,0 %; $1,76 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$; $3,52 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$
35. $1,20 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ 61. $0,250 \frac{\text{mval}}{\text{dm}^3}$
36. $75,0 \text{ cm}^3$ 62. 450 cm^3
37. $1,50 \text{ dm}^3$ 63. $0,0200 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ sól; $0,140 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ zasada
 w nadmiarze
38. $1,32 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ 64. $37,5 \text{ cm}^3$
39. 270 cm^3 65. $0,338 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
40. 120 g 66. $40,0 \text{ cm}^3$ HCl
41. 26,7 % 67. $8,33 \frac{\text{mmol}}{\text{dm}^3}$ sól; $12,5 \frac{\text{mmol}}{\text{dm}^3}$ kwas w nadmiarze
42. 28,6 g 68. $0,506 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
43. $3,14 \text{ dm}^3$ 69. $25,0 \frac{\text{mmol}}{\text{dm}^3}$
44. 7,00 kg 70. 1,51 %
45. 125 g 71. $68,1 \text{ cm}^3$
46. 161 cm^3 72. 183 cm^3
47. $3,90 \text{ dm}^3$ 73. 4 : 15

74. $0,375 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
75. $0,400 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
76. 353 cm^3
77. 300 dm^3
78. $2,09 \cdot 10^{21}$
79. $22,1 \text{ cm}^3$
80. $8,04 \cdot 10^{21}$
81. 106 mg
82. 611 mg
83. 335 mg
84. $0,150 \frac{\text{val}}{\text{dm}^3}$
85. $1,30 \text{ val}$
86. $65,3 \text{ mg}$
87. 184 mg
88. $8,52 \text{ mg}$
89. $36,7 \text{ mg}$
90. $26,3 \%$
91. $1,05 \text{ dm}^3$
92. $24,1 \%$ FeSO₄; $75,9 \%$ Fe₂(SO₄)₃
93. $64,1 \%$
94. $0,120 \%$

$$\%S = \frac{(c_N V)_{I_2} - (c_N V)_{Na_2S_2O_3}}{m_{pr}} \cdot 1603$$
 $c_N [\frac{\text{val}}{\text{dm}^3}], V [\text{cm}^3], m [\text{mg}]$
95. $4,09 \%$

$$\%NaCl = \frac{(c_N V)_{AgNO_3} - (c_N V)_{KSCN}}{m_{pr}} \cdot 5844$$
 $c_N [\frac{\text{val}}{\text{dm}^3}], V [\text{cm}^3], m [\text{mg}]$
96. $4,49 \frac{\text{mg}}{\text{dm}^3}$

$$c_{Cl_2} [\frac{\text{mg}}{\text{dm}^3}] = \frac{(c_N V)_{Na_2S_2O_3}}{V_{pr}} \cdot 35453$$
 $c_N [\frac{\text{val}}{\text{dm}^3}], V [\text{cm}^3]$
97. $60,8 \%$ Fe; $87,0 \%$ Fe₂O₃

$$\%Fe_2O_3 = \frac{(c_N V)_{KMnO_4}}{m_{pr}} \cdot 7984$$
 $c_N [\frac{\text{val}}{\text{dm}^3}], V [\text{cm}^3], m [\text{mg}]$
98. $8,97 \text{ }^\circ\text{N}$
99. $26,9 \%$
100. $26,4 \text{ mg}$

