

Bogdan Papciak
Jan Kalembkiewicz
Małgorzata Kosińska-Pezda
Eleonora Sočo

Chemia ogólna i nieorganiczna

Obliczenia chemiczne i problemy

Materiały pomocnicze

Katedra Chemii Nieorganicznej i Analitycznej

Rzeszów 2024

Materiał pomocniczy do realizacji
zajęć wyrównawczych z chemii w ramach projektu
„Politechniczna Sieć VIA CARPATIA
im. Prezydenta RP Lecha Kaczyńskiego”,
działanie nr 2. Wyrównać szanse,
dla studentów kierunków:
biotechnologia,
inżynieria farmaceutyczna
inżynieria chemiczna i procesowa
i technologia chemiczna.

Wydawnictwo nierecenzowane

Publikacja udostępniana studentom w wersji elektronicznej

Niniejsze materiały pomocnicze zostały opracowane na potrzeby dodatkowych zajęć wyrównawczych z chemii dla studentów pierwszego roku, studiów stacjonarnych pierwszego stopnia na kierunkach *biotechnologia*, *inżynieria farmaceutyczna* i *technologia chemiczna* prowadzonych na Wydziale Chemicznym Politechniki Rzeszowskiej.

Opracowanie zawiera kompendium wiedzy z wybranych działów chemii ze szczególnym uwzględnieniem:

- podstawowych pojęć i praw chemicznych
- podstaw obliczeń chemicznych
- opisu składu roztworów
- praw stanu gazowego
- obliczeń stechiometrycznych
- reakcji utleniania i redukcji.

Każdy zakres tematyczny oprócz wprowadzenia teoretycznego zawiera typowe przykłady wraz ze sposobem rozwiązania danego problemu oraz zadania do samodzielnego rozwiązania.

Tematyka zajęć została dobrana tak aby wiedza jaką studenci posiadli w trakcie nauki w szkołach została ugruntowana i podniesiona do poziomu pozwalającego na kontynuację nauki na studiach pierwszego stopnia.

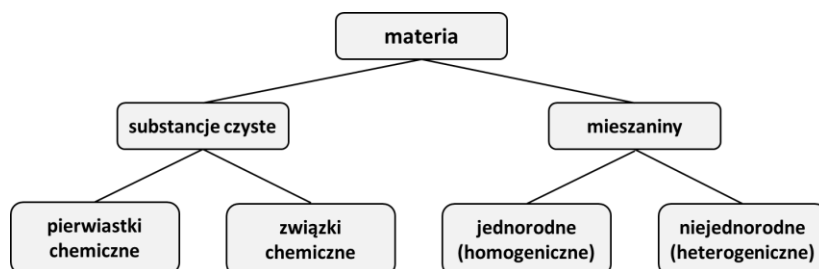
Autorzy

Spis treści

1. Pojęcia i prawa chemiczne. Podstawy obliczeń chemicznych	
Symbole i wzory, liczba atomowa i masowa, prawo Prousta stałości składu związku chemicznego, wzór cząsteczkowy, wartościowość i stopień utlenienia, chemiczne jednostki masy, mol, objętość molowa, prawo zachowania masy, równania reakcji chemicznych - zapis i bilansowanie, typy reakcji chemicznych.	5
2. Stężenia roztworów	
Sposoby wyrażania stężeń, sporządzanie roztworów. Rozcieńczanie i zatężanie roztworów. Przeliczanie stężeń.	15
3. Prawa stanu gazowego	
Właściwości stanu gazowego. Przemiany gazu doskonałego. Prawo Avogadra. Równanie stanu gazu doskonałego. Gęstość gazów.	31
4. Stechiometria	
Wyprowadzanie uproszczonych i rzeczywistych wzorów chemicznych. Obliczenia z wykorzystaniem wzoru chemicznego i równania reakcji.....	41
5. Reakcje utlenienia i redukcji	
Typowe utleniacze i reduktory, reakcje połówkowe. Bilansowanie równań reakcji utlenienia i redukcji	52
Literatura	73

1. POJĘCIA I PRAWA CHEMICZNE. PODSTAWY OBLICZEŃ CHEMICZNYCH

Wszystko wokół nas składa się z materii i energii promienistej. Materia występuje w postaci *substancji chemicznych*, które scharakteryzować można określonym składem jakościowym i ilościowym oraz właściwościami fizycznymi takimi jak stan skupienia, gęstość, barwa itp. Substancja chemiczna może występować w postaci prostej (*pierwiastki chemiczne* w stanie wolnym) i złożonej (*związki chemiczne*) i są to tzw. substancje czyste. Na co dzień bardzo rzadko mamy do czynienia z czystymi substancjami. Większość obiektów materialnych to mieszaniny jednorodne (homogeniczne) lub niejednorodne (heterogeniczne) różnych substancji chemicznych (rys. 1).



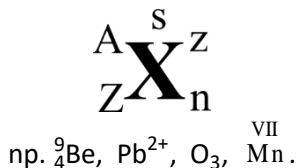
Rys. 1. Formy występowania materii

Chemia jest jedną z nauk przyrodniczych zajmującą się z jednej strony badaniem przemian jednych substancji w inne i klasyfikowaniem ich właściwości, a z drugiej strony określeniem warunków w jakich te przemiany zachodzą. *Substancje* jako składniki materii ulegają różnorodnym *przemianom*. *Warunki* w jakich dokonuje się tych przemian mają wpływ na rodzaj i *właściwości* powstających substancji, ich ilość i szybkość z jaką są otrzymywane. Konsekwencją tych przemian są zmiany *masy* substancji reagujących i *energii* wymienianej między układem a otoczeniem.

Z punktu widzenia chemii materia jest nieciągła i składa się z niewyobrażalnie małych obiektów zwanych atomami, zbudowanych z cząstek elementarnych: **neutronów** (pozbawione ładunku elektrycznego), **protonów** (obdarzone elementarnym ładunkiem dodatnim) i **elektronów** (obdarzone ładunkiem ujemnym). W skład jądra atomowego, w którym zgromadzona jest praktycznie cała masa atomu wchodzi protony i neutrony. Elektrony znajdują się w przestrzeni otaczającej jądro.

Pierwiastek chemiczny to substancja składająca się z atomów zawierających taką samą liczbę protonów w jądrze nazywaną *liczbą atomową* (Z). W obrębie danego pierwiastka mogą istnieć jego odmiany (*izotopy*) różniące się liczbą neutronów w jądrze. Izotopy różnią się tzw. *liczbą masową* (A) czyli sumą ilości protonów

i neutronów. Pierwiastki oznaczane są symbolami chemicznymi wywodzącymi się z nazw łacińskich. Symbol pierwiastka może być uzupełniony o dodatkowe informacje takie jak: ładunek elektryczny jonu (z), liczbę atomów tworzących cząsteczkę pierwiastka (n), stopień utlenienia (s), zapisane w postaci liczb umieszczonych w określonych pozycjach:



Ładunek elektryczny zapisuje się liczbą arabską, znak ładunku „+” dla *kationów* lub „-” dla *anionów* zapisuje się po liczbie.

Stopień utlenienia zapisuje się liczbą rzymską, przy czym dla:

- wartości dodatnich nie podaje się znaku „+”,
- wartości ujemnych znak „-” umieszcza się przed liczbą,
- dla zerowego stopnia utlenienia podaje się liczbę „0”.

Związek chemiczny to substancja składająca się z co najmniej dwóch różnych pierwiastków chemicznych, których atomy połączone są wiązaniami chemicznymi w ściśle określonym stosunku ilościowym. Związki chemiczne podlegają *prawu stałości składu* zwanym też *prawem stosunków stałych* (J.L. Proust, 1779), według którego „*dany związek chemiczny niezależnie od jego pochodzenia ma ściśle określony skład chemiczny*”.

Uzupełnieniem tej reguły jest *prawo stosunków wielokrotnych* (J. Dalton, 1808 r.) zgodnie z którym „*jeżeli dwa pierwiastki, łączą się ze sobą i tworzą dwa lub więcej związków chemicznych, to masy jednego pierwiastka, przypadające na stałą masę drugiego pierwiastka, pozostają do siebie w stosunku niewielkich liczb całkowitych*”.

Przykład 1.

Przeprowadzono rozkład 30,00 g tlenku rtęci w wyniku czego otrzymano 27,78 g metalicznej rtęci. Wyrazić skład tego związku w postaci:

- stosunku masowego pierwiastków tworzących ten związek ($m_{\text{Hg}} : m_{\text{O}}$),
- udziału procentowego rtęci i tlenu w związku.

Rozwiązanie

Masa tlenu w badanym związku wynosi: $m_{\text{O}} = 30,00 \text{ g} - 27,78 \text{ g} = 2,22 \text{ g}$,

stosunek mas pierwiastków w tlenku rtęci: $m_{\text{Hg}} : m_{\text{O}} = 27,78 \text{ g} : 2,22 \text{ g} = 12,5 : 1$

Uzyskany wynik oznacza, że w badanym tlenku, zawsze 12,5 g rtęci związane jest z 1 g tlenu lub 12,5 kg rtęci związane jest z 1 kg tlenu, lub 25 kg rtęci związane jest z 2 kg tlenu, itd.

Udział procentowy poszczególnych pierwiastków w związku:

$$\%_{\text{Hg}} = \frac{27,78 \text{ g}}{30,00 \text{ g}} \cdot 100\% = 92,60\% ; \%_{\text{O}} = \frac{2,22 \text{ g}}{30,00 \text{ g}} \cdot 100\% = 7,40\%$$

Przykład 2.

Mangan tworzy związki z tlenem, w których udział procentowy manganu wynosi odpowiednio: 77,45; 69,60; 63,19 i 49,52%. Uzasadnić słuszność prawa stosunków wielokrotnych na przykładzie tych związków.

Rozwiązanie

Należy określić stosunek mas tlenu w tych czterech związkach przypadających na **taką samą masę** manganu (m_{Mn}). Udziały procentowe pierwiastków odpowiadają masie tych pierwiastków w 100 g związku, zatem:

W pierwszym związku na $m_{Mn} = 77,45$ g manganu przypada 100,00 g – 77,45 g = 22,55 g tlenu (m_{1O}).

W drugim związku na 69,60 g manganu przypada 30,40 g tlenu, zatem na $m_{Mn} = 77,45$ g manganu przypada m_{2O} g tlenu

$$m_{2O} = \frac{77,45 \text{ g} \cdot 30,40 \text{ g}}{69,60 \text{ g}} = 33,82 \text{ g}.$$

W trzecim związku na 63,19 g manganu przypada 36,81 g tlenu, zatem na $m_{Mn} = 77,45$ g manganu przypada m_{3O} g tlenu

$$m_{3O} = \frac{77,45 \text{ g} \cdot 36,81 \text{ g}}{63,19 \text{ g}} = 45,12 \text{ g}.$$

W czwartym związku na 49,52 g manganu przypada 50,48 g tlenu, zatem na $m_{Mn} = 77,45$ g manganu przypada m_{4O} g tlenu

$$m_{4O} = \frac{77,45 \text{ g} \cdot 50,48 \text{ g}}{49,52 \text{ g}} = 78,95 \text{ g}.$$

Stosunek mas tlenu w tych czterech związkach jest równy:

$m_{1O} : m_{2O} : m_{3O} : m_{4O} = 22,55 : 33,82 : 45,12 : 78,95$; dzieląc ten stosunek przez najmniejszą wartość (22,55) i sprowadzając wartości do liczb całkowitych otrzymujemy:

$m_{1O} : m_{2O} : m_{3O} : m_{4O} = 1 : 1,5 : 2 : 3,5 = 2 : 3 : 4 : 7$.

Związki chemiczne przedstawiane są w sposób symboliczny za pomocą wzorów chemicznych. W zależności od potrzeb stosuje się *wzory sumaryczne* lub *strukturalne*.

Wzór sumaryczny to ciąg symboli atomów i ich liczby podanej jako indeks dolny prawy (*indeks stechiometryczny*). Na podstawie takiego wzoru można określić jakie pierwiastki wchodzi w skład danego związku oraz ile atomów poszczególnych pierwiastków tworzy cząsteczkę tego związku. Wzór sumaryczny zwykle nie podaje informacji o sposobie powiązania poszczególnych atomów, chociaż w niektórych przypadkach zaznacza się występowanie określonych ugrupowań atomów w cząsteczce związku chemicznego – takie ugrupowania zapisuje się w nawiasach okrągłych (np. zapis $Mg(OH)_2$ jest równoważny zapisowi MgO_2H_2 , ale dodatkowo informuje, że w cząsteczce występują dwie grupy OH połączone z atomem magnezu).

Poprawny zapis wzoru chemicznego cząsteczki wymaga znajomości ilości i rodzajów atomów wchodzących w skład cząsteczki oraz sposobu wzajemnego połączenia atomów. Takie informacje podają wzory strukturalne, w których stosuje się *wiązania* czyli symboliczny zapis połączeń między poszczególnymi atomami. Z ideą wiązania chemicznego łączy się pojęcie *wartościowości* pierwiastka, która

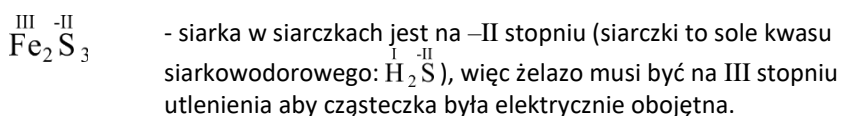
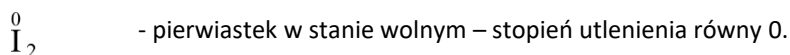
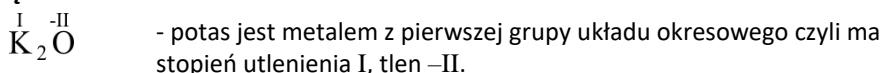
pierwotnie była definiowana jako „maksymalna liczba atomów jednowartościowych (najczęściej atomów wodoru lub chloru) które mogą łączyć się z atomem rozważanego pierwiastka”. Obecnie, ze względu na różnorodny charakter wiązań występujących w związkach chemicznych używa się często pojęcia *wartościowości kowalencyjnej* jako liczby wspólnych par elektronowych atomu pierwiastka i innych atomów w cząsteczce danego związku chemicznego. Z kolei *liczba elektronów oddawanych lub przyjmowanych w trakcie przekształcenia się atomu w jon* nosi często nazwę *elektrowartościowości* pierwiastka. Wiązania we wzorach strukturalnych obrazowane są najczęściej kreską łączącą symbole pierwiastków tworzących związek.

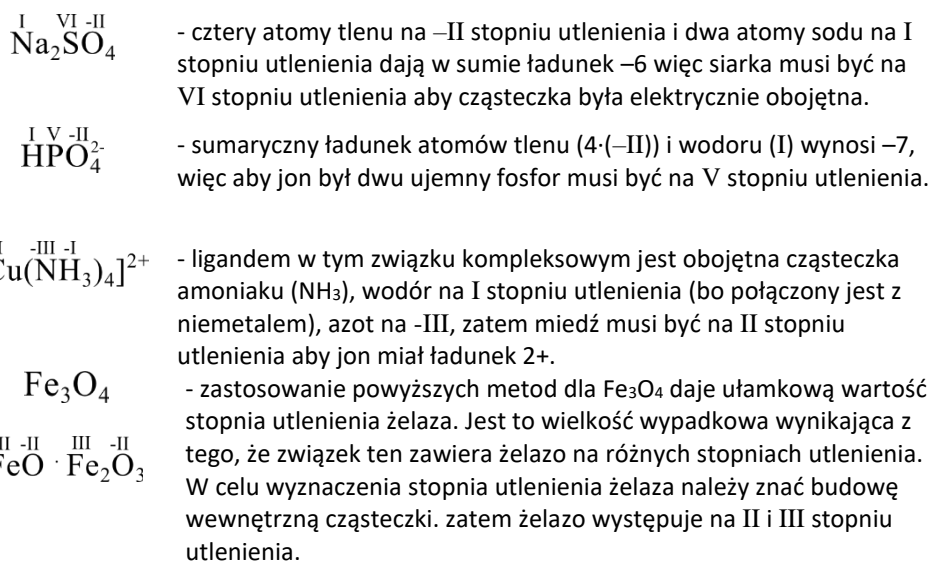
Do opisu stanu pierwiastków tworzących związek chemiczny stosuje się często pojęcie *stopnia utlenienia*. *Stopień utlenienia pierwiastka wchodzącego w skład danej substancji to liczba dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych jakie można by przypisać do danego atomu jeżeli wszystkie wiązania w tej substancji miałyby charakter czysto jonowy*. Pojęcie stopnia utlenienia jest przydatne, np. w systemie nazewnictwa związków (tzw. system Stocka) czy też podczas opisu reakcji przebiegających z wymianą elektronów (reakcji utleniania i redukcji) między atomami. Zasady ustalania stopni utlenienia przedstawiono w rozdziale 5.

Przykład 3.

Ustalić stopień utlenienia pierwiastków w następujących cząstkach: K_2O , I_2 , Fe_2S_3 , Na_2SO_4 , HPO_4^{2-} , $[Cu(NH_3)_4]^{2+}$, Fe_3O_4 .

Rozwiązanie:





Substancje chemiczne reagują ze sobą na poziomie molekularnym, na którym masy atomów i cząsteczek są wyrażane w **jednostkach masy atomowej** (j.m.a.) oznaczanej skrótami „u” – unit lub „Da” – dalton. Zgodnie z definicją Międzynarodowej Unii Chemii Czystej i Stosowanej (IUPAC) jednostka masy atomowej jest to jedna dwunasta część masy atomu węgla ¹²C w jego stanie podstawowym. **Masa atomowa** wyrażona w unitach jest więc masą względną wskazującą ile razy dany atom jest cięższy od 1/12 masy atomu węgla ¹²C. Zatem nuklid węgla zawierający sześć protonów i sześć neutronów w jądrze będzie miał zgodnie z tą definicją masę atomową wynoszącą dokładnie 12 u. Masa cząsteczki wyrażona w unitach to suma mas atomów wchodzących w skład danej cząsteczki i nazywana jest **masą cząsteczkową**.

Przeliczenie jednostki masy atomowej na jednostkę masy w układzie SI opiera się na zależności:

$$1 \text{ u odpowiada masie około } 1,6605402 \cdot 10^{-24} \text{ grama.}$$

Wartości mas atomowych poszczególnych pierwiastków zamieszczone w tablicach to średnie ważone obliczane na podstawie ilościowego składu izotopowego danego pierwiastka występującego w naturze oraz mas atomowych poszczególnych izotopów. Przykładowo, rubid – pierwiastek o liczbie atomowej 37 (³⁷Rb) występuje naturalnie w postaci dwóch trwałych izotopów o liczbach masowych 85 i 87, dla których udziały ilościowe danego izotopu oraz ich masy atomowe wynoszą:

izotop	udział izotopu*	masa atomowa [u]
${}^{85}_{37}\text{Rb}$	0,72170	84,91178974
${}^{87}_{37}\text{Rb}$	0,27830	86,90918053

* wartości udziałów izotopu oznaczają, że na 100 000 atomów rubidu występującego naturalnie 72 170 atomów to izotop rubid-85, a 27 830 to izotop rubid-87.

Średnia masa atomowa tego pierwiastka (M_{Rb}) obliczona z zależności:

$$M_{\text{Rb}} = \text{udział}^{{}^{85}_{37}\text{Rb}} \cdot M_{{}^{85}_{37}\text{Rb}} + \text{udział}^{{}^{87}_{37}\text{Rb}} \cdot M_{{}^{87}_{37}\text{Rb}}$$

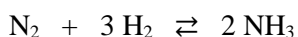
wynosi:

$$M_{\text{Rb}} = 0,72170 \cdot 84,91178974 + 0,27830 \cdot 86,90918053 \cong 85,468 \text{ u}$$

W świecie makroskopowym używa się jednostek masy rzędu gramów kilogramów czy ton. Ilościowy opis substancji reagujących w reakcjach chemicznych przy pomocy mas atomów wyrażonych w gramach jest w praktyce niedogodny. Ustalono więc, że zamiast pojedynczych cząstek (atomów, cząsteczek, jonów itp.), wygodniej będzie posługiwać się zbiorami cząstek (molami) i dla tych zbiorów podawać masy reagujących substancji. Jako jednostkę ilości (liczności) materii przyjęto **mol**. Jest to jedna z podstawowych jednostek układu SI. Od dnia 20 maja 2019 r. w związku z globalną redefinicją jednostek układu SI przyjmuje się, że: *mol jest to ilość substancji zawierająca dokładnie $6,02214076 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (obiektem elementarnym może być atom, cząsteczka, jon, elektron, każda inna cząstka lub grupa cząstek danego rodzaju). Liczba wskazana w definicji jest ustaloną wartością stałej Avogadra (N_A) wyrażonej w jednostce $[\text{mol}^{-1}]$. Jako symbol mola przyjęto „n”.* Konsekwencją wprowadzenia mola jako jednostki ilości materii jest możliwość użycia w obliczeniach masy jednego mola dowolnego rodzaju cząstek czyli *masy molowej*. Jako symbol masy molowej przyjęto „M”, natomiast jednostką w układzie SI jest $[\text{kg} \cdot \text{mol}^{-1}]$. Z przyczyn praktycznych wielkość tą wyraża się często w $[\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}]$ i wówczas masa molowa substancji przyjmuje taką samą wartość liczbową jak masa atomowa (lub cząsteczkowa).

Jedną z cech charakterystycznych substancji jest *objętość molowa* (V_m) definiowana jako objętość jednego mola danej substancji w określonych warunkach. W układzie SI jednostką objętości molowej jest $\text{m}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$. Objętość molowa dla ciał stałych i cieczy nieznacznie zmienia się z temperaturą, natomiast dla gazów wzrasta ze wzrostem temperatury i spadkiem ciśnienia.

Wprowadzenie pojęcia mola pozwala na przeniesienie interpretacji ilościowej równań reakcji chemicznej z poziomu molekularnego na wielkości makroskopowe. Przykładowo, dla reakcji otrzymania amoniaku z pierwiastków:



można podać następujące zależności ilościowe między reagentami:

- 1 cząsteczka azotu o masie 28,02 u reaguje z 3 cząsteczkami wodoru o masie $3 \cdot 2,02$ u i w wyniku reakcji (odwracalnej) powstają 2 cząsteczki amoniaku o masie $2 \cdot 17,04$ u;
- 1 mol cząsteczek azotu o masie 28,02 g reaguje z 3 molami cząsteczek wodoru o masie $3 \cdot 2,02$ g i w wyniku reakcji odwracalnej powstają 2 mole cząsteczek amoniaku o masie $2 \cdot 17,04$ g; w oparciu o te relacje można obliczać np. ilości produktu otrzymanego z dowolnej masy danego substratu.

Uwaga

W starszych podręcznikach chemii, do ilościowego opisu przebiegu reakcji chemicznych stosowane było również pojęcie *równoważnika chemicznego* oraz *prawa równoważników*, zgodnie z którym „w danej reakcji substancje reagują ze sobą w ilościach proporcjonalnych do ich równoważników”. Równoważnik chemiczny nie jest obecnie uwzględniony w układzie SI, jednakże zależności na nim oparte wykorzystywane są nadal w różnych dziedzinach chemii np. w opisie procesów wymiany jonowej czy w elektrochemii. Pierwotna definicja równoważnika chemicznego mówi, że jest to taka ilość substancji, która łączy się z jedną jednostką wagową wodoru. W praktyce obliczeniowej stosuje się pojęcie *gramorównoważnika chemicznego* jako masy substancji wyrażonej w gramach, która łączy się z 1,008 g wodoru lub 8,000 g tlenu albo zastępuje te ilości w ich związkach chemicznych.

Gramorównoważnik substancji powinien być określany zawsze w odniesieniu do reakcji chemicznej zachodzącej w określonych warunkach. W praktyce dla kwasów i wodorotlenków w reakcjach zobojętniania, gramorównoważnik danej substancji można obliczać w oparciu o masę cząsteczkową substancji podaną w gramach dzieląc ją przez liczbę *k*, która dla:

- kwasów odpowiada liczbie jonów wodorowych zdolnych do odszczepienia w danej reakcji przez jedną cząsteczkę kwasu,
- wodorotlenków odpowiada liczbie jonów wodorotlenkowych zdolnych do odszczepienia w danej reakcji przez jedną cząsteczkę wodorotlenku.

Gramorównoważnik soli dla reakcji jonowych oblicza się dzieląc masę cząsteczkową soli wyrażoną w gramach przez iloczyn wartościowości metalu i liczby atomów metalu biorących udział w danej reakcji. W przypadku reakcji zachodzących z przeniesieniem elektronów (patrz. rozdz. 5), gramorównoważnik utleniacza lub reduktora oblicza się dzieląc masę cząsteczkową substancji wyrażoną w gramach przez liczbę elektronów pobranych lub oddanych przez jedną cząsteczkę.

Reakcje chemiczne to przemiany jednych substancji (*substratów*) w inne (*produkty*) różniące się składem chemicznym i właściwościami. Warunkiem zajścia reakcji chemicznej jest zerwanie co najmniej jednego wiązania chemicznego w substracie lub utworzenie co najmniej jednego nowego wiązania. Reakcjom towarzyszą efekty pochłonięcia (endoenergetyczny) lub wydzielenia (egzoenergetyczny) energii najczęściej w postaci ciepła. Przebieg reakcji chemicznej przedstawia się za pomocą równania chemicznego:



w którym A i B to substraty, C i D – produkty reakcji, a, b, c, d – współczynniki stechiometryczne reagentów, Q – ciepło reakcji wymienione między układem reakcyjnym a otoczeniem. Reakcje chemiczne zachodzą bardzo często pod stałym

ciśnieniem, wówczas efekt energetyczny reakcji obrazowany jest *zmianą entalpii* (ΔH) reakcji. Przejawem reakcji egzotermicznej ($\Delta H < 0$) jest wzrost, a reakcji endotermicznej ($\Delta H > 0$) spadek temperatury układu. Znak równości (=) między substratami i produktami informuje, że reakcja zachodzi *stechiometrycznie* i może dodatkowo informować o tym, że reakcja jest odwracalna (\rightleftharpoons) lub nieodwracalna (\rightarrow). Jeżeli jakaś substancja opuszcza środowisko reakcji zaznacza się to symbolem (\downarrow) – wytrącenie osadu z roztworu lub (\uparrow) – wydzielenie gazu z układu reakcyjnego. Współczynniki stechiometryczne bilansują równanie reakcji chemicznej tak aby było spełnione **prawo zachowania masy** zgodnie z którym „*podczas reakcji chemicznej zachodzącej w układzie zamkniętym (nie wymieniającym masy z otoczeniem) masa substratów wstępujących w reakcję jest równa masie produktów reakcji*”).

Wyróżnia się trzy podstawowe typy reakcji:

- *synteza* – z substancji prostych powstaje substancja złożona; substancjami prostymi mogą być pierwiastki (np. $N_2 + 2 O_2 \rightarrow 2 NO_2$) lub związki chemiczne (np. $SO_3 + Na_2O \rightarrow Na_2SO_3$)
- *analiza (rozkład)* – związek chemiczny ulega rozpadowi na substancje prostsze (pierwiastki lub inne związki chemiczne, np. $2 HgO \rightarrow 2 Hg + O_2$, $CaCO_3 \rightarrow CaO + CO_2$)
- *reakcja wymiany (substytucji)* – w cząsteczce związku chemicznego dochodzi do wymiany atomów danego rodzaju na inny; wyróżnia się wymianę *pojedynczą* (np. $H_2SO_4 + Fe \rightarrow FeSO_4 + H_2 \uparrow$) i *podwójną* ($Na_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow 2 NaCl + BaSO_4 \downarrow$).

Przykłady do samodzielnego rozwiązania

1. Podać skład jądra każdego z izotopów: ${}_{16}^{32}S$, ${}_{16}^{33}S$, ${}_{16}^{34}S$, ${}_{16}^{36}S$.
2. Jaką masę mają elektrony zawarte w 32 g siarki? Wiadomo, że elektron w stanie spoczynku ma masę 1836,12 razy mniejszą od masy protonu. Masa protonu = 1,0078 u.
3. W jakim stosunku pozostają ilości wagowe tlenu w związkach z fosforem: P_2O_3 , P_2O_4 i P_4O_{10} ?
4. Brom istnieje w przyrodzie w postaci dwóch izotopów: ${}^{79}Br$ i ${}^{81}Br$ o masach atomowych równych 78,92 u i 80,92 u. Wiedząc, że średnia masa atomowa bromu wynosi 79,91 u określić udział mas poszczególnych izotopów (%) w masie pierwiastka.
5. W jakiej ilości a) amoniaku, b) NO_2 , c) N_2 znajduje się tyle samo atomów, co w 16 g siarki?

6. Pięć próbek różnych substancji zawiera:
- 3 mole cząsteczek chloru,
 - 6 moli cząsteczek amoniaku,
 - $6 \cdot 10^{25}$ cząsteczek wodoru,
 - $9 \cdot 10^{21}$ atomów ołowiu,
 - $2 \cdot 10^{23}$ jonów Ca^{2+} i $4 \cdot 10^{23}$ jonów F^- .
- Która próbka ma największą masę?
7. Ile gramów stanowi: a) 0,5 mola H_2SO_4 , b) 10 moli NaCl , c) 2 mole NH_4OH ?
8. Obliczyć:
- ile moli atomów siarki i srebra zawiera 5 g siarczku srebra,
 - ile gramów siarki i srebra zawiera ta sama próbka siarczku srebra?
9. Ile gramów fosforu zawiera 10 g H_3PO_4 ?
10. Obliczyć, ile atomów cynku znajduje się w 1 cm^3 tego metalu, wiedząc, że jego gęstość wynosi $7,13 \text{ kg/dm}^3$. Masa molowa cynku = $65,38 \text{ g/mol}$.
11. Jaką masę atomową ma pierwiastek, jeżeli bezwzględna masa jego atomu wynosi:
- $5,14 \cdot 10^{-23} \text{ g}$,
 - $9,12 \cdot 10^{-23} \text{ g}$,
 - $2,11 \cdot 10^{-25} \text{ kg}$.
12. Jaka masa (g) glinu zawiera tyle samo atomów co 10 g bizmutu?
 $M_{\text{Al}} = 26,98 \text{ u}$; $M_{\text{Bi}} = 208,98 \text{ u}$.
13. Próbkę o masie $0,9850 \text{ g}$ uwodnionego $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$ suszono w celu oddzielenia wody krystalizacyjnej. Po osuszeniu pozostało $0,7010 \text{ g}$ substancji. Obliczyć:
- ile wody (w molach) ubyło podczas suszenia,
 - ile moli wody krystalizacyjnej zawierał 1 mol tego związku.
14. W uwodnionym chlorku baru znajduje się $14,74 \%$ wody krystalizacyjnej. Ile moli cząsteczek H_2O zawiera 1 mol cząsteczek tego hydratu?
15. Ile bezwodnej soli (w molach) znajduje się w 100 g a) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$,
 b) $3 \text{ CdSO}_4 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$, c) $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$?
16. Ile (g) żelaza należy użyć w reakcji z $1,825 \text{ g}$ siarki, aby utworzył się siarczek Fe_2S_3 ?
17. Określić stopień utlenienia siarki i azotu w następujących związkach: H_2S ,
 H_2SO_3 , H_2SO_4 , NH_3 , N_2O , NO , HNO_2 , HNO_3 , NH_4^+ , NH_2OH , N_2H_4 .
18. Określić stopień utlenienia ołowiu w związkach: PbO_2 , PbSO_4 , Na_2PbO_2 , Pb_3O_4 ,
 $[\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-}$.
19. Na jakim stopniu utlenienia znajduje się atom manganu w substancjach: MnS ,
 MnO_2 , Mn_2O_3 , Mn_3O_4 , Mn_2O_7 , Na_2MnO_4 , $\text{Mn}(\text{SO}_4)_2$, NaMnO_4 .

20. Ilu gramorównoważnikom odpowiada 5 moli cząsteczek: a) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, b) H_3PO_4 (a i b w reakcjach całkowitego zobojętnienia) oraz c) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?
21. Ilu gramorównoważnikom odpowiada 20 g związku: a) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, b) H_3PO_4 (a i b w reakcjach całkowitego zobojętnienia) oraz c) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

oprac. Bogdan Papciak

2. STĘŻENIA ROZTWORÓW

2.1. Sposoby wyrażania stężeń

Stężenie roztworu określa zawartość składnika w danej masie lub objętości roztworu. Ze względu na sposób podawania zawartości składnika w roztworze rozróżnia się:

- stężenie procentowe (masowe i objętościowe),
- stężenie molowe (molowość),
- stężenie normalne (normalność),
- stężenie molalne (molalność),
- ułamek molowy,
- stosunki objętościowe,
- miano roztworu,
- inne (procent molowy, procent objętościowy, ciśnienie cząstkowe (parcjalne)).

Stężenie roztworu nasyconego w danej temperaturze nosi nazwę rozpuszczalności.

Stężenie procentowe c_p :

- masowe - określa liczbę gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu:

$$c_p = \frac{m_{\text{sub.}}}{m_{\text{rozt.}}} \cdot 100 [\%]$$

- objętościowe - określa objętość substancji zawartej w 100 objętościach roztworu (dotyczy wyłącznie stanu gazowego):

$$c_v = \frac{V_{\text{sub.}}}{V_{\text{rozt.}}} \cdot 100 [\% \text{ obj.}]$$

Zapis: 12% roztwór KCl (czyt. dwunastoprocentowy roztwór KCl) oznacza, że np. w 100 g roztworu rozpuszczone jest 12 g KCl.

Zapis: w mieszaninie gazów stężenie procentowe CO₂ wynosi 3% obj., oznacza, że np. w 100 dm³ gazów znajduje się 3 dm³ CO₂.

Stężenie procentowe c_p nie zależy od temperatury.

Stężenie molowe c_M określa liczbę moli substancji rozpuszczonej w 1 dm³ roztworu:

$$c_M = \frac{\text{liczba moli substancji}}{\text{objętość roztworu}} [\text{mol/dm}^3; \text{M}]$$

Zapis: 2M HNO₃ (czyt. roztwór 2-molowy kwasu azotowego(V), roztwór o stężeniu 2 mol/dm³) oznacza, że w 1 dm³ roztworu znajduje się 2 mol HNO₃.

Stężenie molowe zależy od temperatury.

Stężenie normalne c_N określa liczbę gramorównoważników chemicznych substancji gR rozpuszczonych w 1 dm³ roztworu:

$$c_N = \frac{\text{liczba gR substancji}}{\text{objętość roztworu}} \text{ [gR/dm}^3\text{; n]}$$

Zapis: 3n H₂SO₄ (czyt. roztwór 3-normalny kwasu siarkowego(VI)) oznacza, że w 1 dm³ roztworu są rozpuszczone 3 gramorównoważniki H₂SO₄. *Obliczanie gramorównoważników – patrz rozdz. 1.*

Stężenie normalne c_N zależy od temperatury.

Stężenie molalne c_m określa liczbę moli substancji rozpuszczonej w 1 kg rozpuszczalnika:

$$c_m = \frac{\text{liczba moli substancji}}{\text{masa rozpuszczalnika}} \text{ [mol/kg rozpuszcz.]}$$

Zapis: roztwór 0,5-molalny oznacza, że w 1 kg rozpuszczalnika rozpuszczono 0,5 mol substancji.

Stężenie molalne c_m nie zależy od temperatury.

Ułamek molowy x_A określa liczbę moli substancji A odniesioną do całkowitej liczby moli wszystkich składników:

$$x_A = \frac{\text{liczba moli substancji A}}{\text{liczba moli wszystkich składników}}$$

Zapis $x_A = 0,75$ oznacza, że np. na 100 mol wszystkich składników roztworu, substancji A jest 75 mol.

Ułamek molowy x_A nie zależy od temperatury.

Stosunek objętościowy roztworu określa, w jakich proporcjach zostały użyte składniki w celu przygotowania roztworu.

Zapis: HCl (1:3) oznacza, że roztwór sporządzono przez zmieszanie 1 objętości stężonego kwasu solnego (np. 10 cm³) z 3 objętościami wody (30 cm³).

Rozpuszczalność związku w danej temperaturze jest jego **stężeniem** w roztworze nasyconym, i wyrazić ją można różnymi sposobami (np. g/dm³, mol/dm³, g/100 g H₂O, itp.).

Zapis: rozpuszczalność chlorku amonu (NH₄Cl) w temp. 25°C wynosi 40 g/100 g H₂O, oznacza, że w tej temperaturze w 100 g wody rozpuszcza się 40 g NH₄Cl, dając roztwór nasycony o masie 140 g.

Zapis: rozpuszczalność szczawianu wapnia (CaC₂O₄) w czystej wodzie wynosi 4,58·10⁻⁵ mol/dm³, oznacza, że w tej temperaturze rozpuszcza się 4,58·10⁻⁵ mol CaC₂O₄ w wodzie, dając 1 dm³ roztworu (w przybliżeniu odpowiada to 1 dm³ wody).

Rozpuszczalność r substancji zależy od temperatury.

Miano roztworu określa ilość substancji rozpuszczonej (zawartej) w 1 cm³ roztworu. Ilość tę wyraża się zwykle w gramach lub miligramach. Miano np. 0,2 molowego roztworu HCl wynosi 7,3 mg/cm³ (0,0073 g/cm³).

2.2. Sporządzanie roztworów

Roztwory, ze względu na sposób ich przygotowania można sporządzać dwojako:

- przez rozpuszczenie substancji w rozpuszczalniku,
- przez zmieszanie istniejących roztworów.

Obliczenia związane ze sporządzeniem roztworu według sposobu pierwszego sprowadzają się do określenia ilości substancji, jaką należy rozpuścić w rozpuszczalniku, aby otrzymać roztwór o określonym stężeniu. Obliczenia związane ze sporządzeniem roztworu według sposobu drugiego sprowadzają się do określenia ilości roztworów wyjściowych, jakie należy użyć, aby przygotować roztwór końcowy. Mogą być mieszane ze sobą roztwory o różnych stężeniach. Szczególnym przypadkiem jest rozcieńczanie roztworu (dodawanie rozpuszczalnika) lub zatężanie roztworu (odparowanie rozpuszczalnika, dodawanie substancji).

Sporządzanie roztworów przez rozpuszczenie substancji w rozpuszczalniku

Przykład 1.

Ile gramów wodorotlenku potasu (KOH) należy rozpuścić w 400 g wody, aby otrzymać roztwór 20%?

Rozwiązanie

Z definicji stężenia procentowego:

$$\begin{array}{rclcl} 100 \text{ g roztworu} & - & 20 \text{ g KOH} & - & 80 \text{ g H}_2\text{O} & (2.1) \\ & & x \text{ g KOH} & - & 400 \text{ g H}_2\text{O} & \end{array}$$

$$x = \frac{400 \text{ g} \cdot 20 \text{ g}}{80 \text{ g}} = 100 \text{ g KOH}$$

W celu przygotowania 20% roztworu należy rozpuścić 100 g KOH w 400 g wody.

Zapis w równaniu (2.1) oznacza: w 100 g roztworu jest zawarte 20 g KOH (roztwór 20%) oraz 80 g H₂O.

Przykład 2.

Ile gramów siarczanu(VI) sodu (Na₂SO₄) należy rozpuścić w wodzie, aby otrzymać 200 cm³ 0,4-molowego roztworu?

Rozwiązanie

Z definicji stężenia molowego:

$$\begin{array}{rclcl} 1 \text{ dm}^3 \text{ roztworu} & - & 0,4 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 & & \\ 1000 \text{ cm}^3 \text{ roztworu} & - & 0,4 \text{ mol} \cdot 142,05 \text{ g/mol Na}_2\text{SO}_4 & & (2.2) \\ 200 \text{ cm}^3 \text{ roztworu} & - & x \text{ g Na}_2\text{SO}_4 & & \end{array}$$

$$x = \frac{200 \text{ cm}^3 \cdot 0,4 \text{ mol} \cdot 142,05 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1000 \text{ cm}^3} = 11,364 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

W celu przygotowania podanego roztworu należy rozpuścić 11,364 g Na_2SO_4 w wodzie i uzupełnić roztwór wodą do 200 cm^3 .

Zapis w równaniu (2.2) oznacza: 1 dm^3 roztworu równa się 1000 cm^3 roztworu. W 1000 cm^3 roztworu zawarte jest $0,4 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$, co odpowiada masie: $0,4 \text{ mol} \cdot \text{masa } 1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$ ($0,4 \text{ mol} \cdot 142,05 \text{ g/mol}$).

Przykład 3.

Jaką ilość [g] chlorku magnezu (MgCl_2) należy rozpuścić w wodzie, aby otrzymać $0,4 \text{ dm}^3$ 1-normalnego roztworu?

Rozwiązanie

Z definicji stężenia normalnego:

$$\begin{array}{rcll} 1 \text{ dm}^3 \text{ roztworu} & - & 1 \text{ gR MgCl}_2 & - & 1 \cdot \frac{1}{2} \text{ mol MgCl}_2 & - & 1 \cdot \frac{1}{2} \text{ mol} \cdot 95 \text{ g/mol MgCl}_2 & (2.3) \\ 0,4 \text{ dm}^3 \text{ r-ru} & & & - & & & x \text{ g MgCl}_2 & \end{array}$$

$$x = \frac{0,4 \text{ dm}^3 \cdot 1 \cdot \frac{1}{2} \cdot 95 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{1 \text{ dm}^3} = 19 \text{ g}$$

W celu przygotowania żądanego roztworu należy rozpuścić 19 g MgCl_2 .

Zapis w równaniu (2.3) oznacza: w 1 dm^3 roztworu jest zawarty 1 gramorównoważnik MgCl_2 (roztwór 1-normalny), co odpowiada liczbie moli: $1 \cdot \frac{1}{2} \text{ mol MgCl}_2$ oraz masie chlorku magnezu: $1 \cdot \frac{1}{2} \text{ mol} \cdot 95 \text{ g/mol}$.

Przykład 4.

Ile moli chlorku amonu (NH_4Cl) należy użyć w celu przygotowania 350 g 2-molalnego roztworu?

Rozwiązanie

Z definicji stężenia molalnego:

$$\begin{array}{rcll} 1 \text{ kg rozpuszcz.} & - & 1000 \text{ g rozpuszcz.} & - & 2 \text{ mol NH}_4\text{Cl} & - & 107 \text{ g NH}_4\text{Cl} & - & 1107 \text{ g roztworu} & (2.4) \\ & & & & x \text{ mol} & & & & 350 \text{ g roztworu} & \end{array}$$

$$x = \frac{350 \text{ g} \cdot 2 \text{ mol}}{1107 \text{ g}} = 0,63 \text{ mol NH}_4\text{Cl}$$

W celu przygotowania roztworu należy użyć $0,63 \text{ mol NH}_4\text{Cl}$.

Zapis w równaniu (2.4) oznacza: 1 kg rozpuszczalnika równa się masie 1000 g. W 1000 g rozpuszczalnika zawarte są 2 mol NH_4Cl , co stanowi masę 107 g chlorku amonu. Łącznie masa roztworu, tj. rozpuszczalnika i chlorku amonu wynosi 1107 g.

Przykład 5.

Zmieszano ze sobą 3 mol azotanu(V) niklu(II) i 1 mol azotanu(V) kobaltu(II) z 1 mol siarczanu(VI) potasu. Obliczyć ułamek molowy azotanu(V) niklu(II) w mieszaninie.

Rozwiązanie

$$x_{Ni(NO_3)_2} = \frac{3 \text{ mol}}{(3 + 1 + 1) \text{ mol}} = 0,6 \text{ mol}$$

Ułamek molowy azotanu(V) niklu(II) w mieszaninie wynosi 0,6.

Przykład 6.

Ile cm^3 stężonego kwasu azotowego(V) - (HNO_3) i wody należy zmieszać ze sobą, aby przygotować roztwór HNO_3 (1:4) w ilości 240 cm^3 ?

Rozwiązanie

Z definicji stosunku objętościowego roztworu:

$$\begin{array}{rclcl} 1 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 & + & 4 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O} & - & 5 \text{ cm}^3 \text{ roztworu (1:4)} & (2.5) \\ & & x \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O} & - & 240 \text{ cm}^3 \text{ roztworu (1:4)} & \end{array}$$

$$x = \frac{240 \text{ cm}^3 \cdot 4 \text{ cm}^3}{5 \text{ cm}^3} = 192 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}$$

$$V_{\text{HNO}_3} = V_{\text{roztworu}} - V_{\text{H}_2\text{O}} = 240 \text{ cm}^3 - 192 \text{ cm}^3 = 48 \text{ cm}^3$$

W celu przygotowania roztworu należy zużyć 48 cm^3 stężonego HNO_3 i 192 cm^3 wody.

Zapis w równaniu (2.5) oznacza: w wyniku zmieszania 1 objętości stężonego HNO_3 i 4 objętości H_2O uzyskuje się 5 objętości roztworu o stosunku objętościowym (1:4).

Mieszanie roztworów

Przykład 7.

Zmieszano 40 g 20% z 20 g 40% roztworu HCl. Jakie jest stężenie procentowe otrzymanego roztworu?

Rozwiązanie

Roztwór (1): $m = 40 \text{ g}$, $c_p = 20\% \text{ HCl}$.

Roztwór (2): $m = 20 \text{ g}$, $c_p = 40\% \text{ HCl}$.

Roztwór (3): $c_p = ?$

Dla roztworu 1:

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ g roztworu} & - & 20 \text{ g HCl} \\ 40 \text{ g roztworu} & - & x \end{array}$$

$$x = 8 \text{ g HCl}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 40 \text{ g roztworu} - 8 \text{ g HCl} = 32 \text{ g}$$

Dla roztworu (2):

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ g roztworu} & - & 40 \text{ g HCl} \\ 20 \text{ g roztworu} & - & x \end{array}$$

$$x = 8 \text{ g HCl}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 20 \text{ g roztworu} - 8 \text{ g HCl} = 12 \text{ g}$$

Dla roztworu (3):

$$m_{\text{HCl}} = 8 \text{ g} + 8 \text{ g} = 16 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 32 \text{ g} + 12 \text{ g} = 44 \text{ g}$$

16 g HCl	—	44 g H ₂ O	—	60 g roztworu
x g HCl		—		100 g roztworu

$$x = 9,6 \text{ g HCl}$$

$$c_p = 9,6\%$$

lub

$$c_p = \frac{16 \text{ g}}{(16+44) \text{ g}} \cdot 100\% = 9,6\%$$

Stężenie otrzymanego roztworu $c_p = 9,6\%$.

Przykład 8.

Należy otrzymać 0,5 dm³ roztworu H₂SO₄ o stężeniu 0,1 mol/dm³, mając do dyspozycji roztwory o stężeniach 0,4 i 0,01 mol/dm³. Obliczyć zapotrzebowanie [dm³] na roztwory wyjściowe.

Rozwiązanie

Roztwór 1: $c_M = 0,4 \text{ mol/dm}^3$.

Roztwór 2: $c_M = 0,01 \text{ mol/dm}^3$.

Roztwór 3: $c_M = 0,1 \text{ mol/dm}^3$, $V = 0,5 \text{ dm}^3$.

Dla roztworu 3:

1 dm ³ r-ru	—	0,1 mol H ₂ SO ₄
0,5 dm ³ r-ru	—	x

$$x = 0,05 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Oznaczając odpowiednio przez V_1 i V_2 objętość roztworu 1 i 2 oraz przez $V_1 \cdot c_1$ i $V_2 \cdot c_2$ ilość moli H₂SO₄ w roztworze 1 i 2, uzyskuje się:

$$V_1 + V_2 = 0,5 \text{ dm}^3 \quad (2.6)$$

$$0,4 \cdot V_1 + 0,01 \cdot V_2 = 0,05 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \quad (2.7)$$

Z równania (2.6):

$$V_1 = 0,5 \text{ dm}^3 - V_2$$

Podstawiając za V_1 w równaniu (2.7) i wykonując obliczenia, mamy:

$$0,39 \cdot V_2 = 0,15 \text{ dm}^3$$

$$V_2 = 0,385 \text{ dm}^3$$

$$V_1 = 0,115 \text{ dm}^3$$

Objętość roztworów 1 i 2 powinna być równa odpowiednio: 0,115 i 0,385 dm³.

Przykład 9.

Zmieszano 200 cm³ 21% roztworu kwasu azotowego(V) - ($d = 1,125 \text{ g/cm}^3$) i 50 cm³ 0,1-molowego roztworu tego kwasu ($d = 1,00 \text{ g/cm}^3$). Obliczyć stężenie molowe, normalne, procentowe i molalne otrzymanego roztworu.

Rozwiązanie

Roztwór 1: $V = 200 \text{ cm}^3$, $c_p = 21\%$, $d = 1,125 \text{ g/cm}^3$, HNO_3 .

Roztwór 2: $V = 50 \text{ cm}^3$, $c_M = 0,1 \text{ mol/dm}^3$, HNO_3 .

Roztwór 3: $c_M = ?$, $c_N = ?$, $c_p = ?$, $c_m = ?$

Dla roztworu 1 z definicji gęstości:

1 cm^3 roztworu	—	1,125 g roztworu
200 cm^3 roztworu	—	x g roztworu

$$x = 225 \text{ g roztworu}$$

Dla roztworu 1 z definicji stężenia procentowego:

100 g roztworu	—	21 g HNO_3
225 g roztworu	—	x

$$x = 47,25 \text{ g HNO}_3$$

Liczba moli HNO_3 w roztworze 1:

63 g HNO_3	—	1 mol HNO_3	$(M_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ g/mol})$
47,25 g HNO_3	—	x mol HNO_3	

$$x = 0,75 \text{ mol HNO}_3$$

Dla roztworu 2:

1 dm^3 roztworu	—	0,1 mol HNO_3
0,05 dm^3 roztworu	—	x mol HNO_3

$$x = 0,005 \text{ mol HNO}_3$$

Masa HNO_3 w roztworze 2: $m = 0,005 \text{ mol} \cdot 63 \text{ g/mol} = 0,315 \text{ g HNO}_3$

Masa roztworu 2: $m = V \cdot d = 50 \text{ cm}^3 \cdot 1 \text{ g/cm}^3 = 50 \text{ g}$

Dla roztworu 3:

całkowita objętość:	$V = (0,2 + 0,05) \text{ dm}^3 = 0,25 \text{ dm}^3$,
masa roztworu:	$m = (225 + 50) \text{ g} = 275 \text{ g}$,
liczba moli HNO_3 :	$n = (0,75 + 0,005) \text{ mol} = 0,755 \text{ mol}$,
liczba gR HNO_3 :	$n = 0,755 \text{ gR} (1 \text{ mol HNO}_3 = 1 \text{ gR HNO}_3)$,
masa HNO_3 :	$m = (47,25 + 0,315) \text{ g} = 47,565 \text{ g}$,
masa wody:	$m = (225 \text{ g roztworu} - 47,25 \text{ g HNO}_3) +$ $+ (50 \text{ g roztworu} - 0,315 \text{ g HNO}_3) = 227,435 \text{ g}$,

stężenie molowe:

0,25 dm^3 roztworu	—	0,755 mol HNO_3
1 dm^3 roztworu	—	x

$$x = 3,02 \text{ mol HNO}_3$$

$c_M = 3,02 \text{ mol/dm}^3$

stężenie normalne: $c_N = 3,02 \text{ gR/dm}^3$

stężenie procentowe:

275 g roztworu	—	47,565 g HNO ₃
100 g roztworu	—	x

$$x = 17,30 \text{ g HNO}_3$$

$$c_p = 17,30\%$$

stężenie molalne:

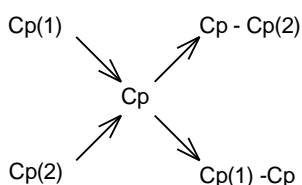
227,435 g H ₂ O	—	0,755 mol HNO ₃
1000 g H ₂ O	—	x

$$x = 3,32 \text{ mol HNO}_3$$

$$c_m = 3,32 \text{ mol HNO}_3 / 1000 \text{ g H}_2\text{O} = 3,32 \text{ mol HNO}_3 / 1 \text{ kg H}_2\text{O}$$

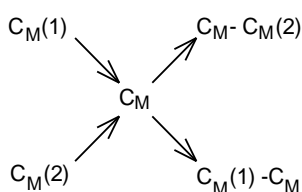
W obliczeniach dotyczących mieszania roztworów niekiedy wykorzystuje się tzw. **schemat krzyżowy**. Schemat ten ma postać:

- Dla mieszania roztworów o stężeniach procentowych:



W celu uzyskania roztworu o stężeniu c_p należy zmieszać $c_p - c_{p(2)}$ jednostek wagowych roztworu o stężeniu $c_{p(1)}$ z $c_{p(1)} - c_p$ jednostkami wagowymi roztworu o stężeniu $c_{p(2)}$.

- Dla mieszania roztworów o stężeniach molowych:

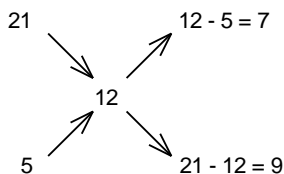


W celu uzyskania roztworu o stężeniu c_M należy zmieszać $c_M - c_{M(2)}$ jednostek objętościowych roztworu o stężeniu $c_{M(1)}$ z $c_{M(1)} - c_M$ jednostkami objętościowymi roztworu o stężeniu $c_{M(2)}$.

Przykład 10.

W jakim stosunku wagowym należy zmieszać dwa roztwory wodorotlenku sodu: 21% i 5%, aby otrzymać 200 g roztworu 12%?

Rozwiązanie



Ze schematu krzyżowego wynika, że należy zmieszać 7 jednostek wagowych 21% roztworu z 9 jednostkami wagowymi 5% roztworu, czyli

$$\begin{array}{rcl} 7 \text{ g } (c_p = 21\%) & + & 9 \text{ g } (c_p = 5\%) & = & 16 \text{ g } (c_p = 12\%) \\ & & x \text{ g} & - & 200 \text{ g } (c_p = 12\%) \end{array}$$

$$x = 112,5 \text{ g } (c_p = 5\%) - \text{masa 5\% roztworu}$$

Masa 21% roztworu:

$$m (c_p = 21\%) = 200 \text{ g } (c_p = 12\%) - 112,5 \text{ g } (c_p = 5\%) = 87,5 \text{ g.}$$

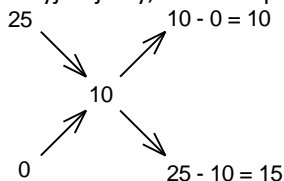
W celu przygotowania roztworu należy zmieszać 87,5 g roztworu 21% oraz 112,5 g 12% roztworu.

Przykład 11.

Ile gramów 25% roztworu należy zmieszać z wodą, aby otrzymać 250 g 10% roztworu?

Rozwiązanie

Przyjmujemy, że dla rozpuszczalnika (wody) $c_p = 0\%$. Zatem



Ze schematu krzyżowego wynika, że należy zmieszać 10 jednostek wagowych roztworu ($c_p = 25\%$) z 15 jednostkami wagowymi wody ($c_p = 0\%$), czyli

$$\begin{array}{rcl} 10 \text{ g } (c_p = 25\%) & + & 15 \text{ g } (c_p = 0\%) & = & 25 \text{ g } (c_p = 10\%) \\ & & x \text{ g} & - & 250 \text{ g } (c_p = 10\%) \end{array}$$

$$x = 150 \text{ g } (c_p = 0\%) - \text{masa wody}$$

Masa 25% roztworu

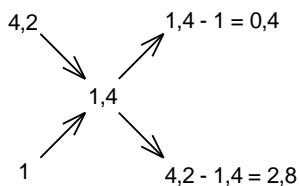
$$m (c_p = 25\%) = 250 \text{ g } (c_p = 10\%) - 150 \text{ g } (c_p = 0\%) = 100 \text{ g}$$

Należy zmieszać 100 g 25% roztworu z 150 g wody w celu uzyskania żądanego roztworu.

Przykład 12.

Jakie objętości [cm^3] 1- i 4,2-molowych roztworów kwasu azotowego(V) - (HNO_3) należy zmieszać ze sobą, aby otrzymać $0,5 \text{ dm}^3$ 1,4-molowego roztworu?

Rozwiązanie



Ze schematu krzyżowego wynika, że należy zmieszać 0,4 objętości 4,2-molowego roztworu z 2,8 objętością 1-molowego roztworu, czyli

$$\begin{array}{rcl} 0,4 \text{ dm}^3 (c_M = 4,2 \text{ M}) & + & 2,8 \text{ dm}^3 (c_M = 1 \text{ M}) & = & 3,2 \text{ dm}^3 (c_M = 1,4 \text{ M}) \\ & & x & - & 0,5 \text{ dm}^3 (c_M = 1,4 \text{ M}) \end{array}$$

$$x = 0,4375 \text{ dm}^3 = 437,5 \text{ cm}^3 - \text{objętość 1-molowego roztworu}$$

Objętość 4,2-molowego roztworu

$$V(4,2 \text{ M}) = 500 \text{ cm}^3(1,4 \text{ M}) - 437,5 \text{ cm}^3(1 \text{ M}) = 62,5 \text{ cm}^3$$

Objętości roztworów wyjściowych muszą być równe odpowiednio: $437,5 \text{ cm}^3 (c_M = 1 \text{ M})$ oraz $62,5 \text{ cm}^3 (c_M = 4,2 \text{ M})$.

2.3. Przeliczanie stężeń roztworów

Często się zdarza, że dysponujemy roztworami przygotowanymi wcześniej o określonym stężeniu (np. procentowym, molowym itp.). W praktyce, aby skorzystać z tych roztworów, należy przeważnie przeliczyć ich stężenie na inne, odpowiednie do planowanego eksperymentu.

Przykład 13.

30% roztwór kwasu ortofosforowego(V) - (H_3PO_4) ma gęstość $1,180 \text{ g/cm}^3$. Jakie jest jego stężenie molowe?

Rozwiązanie

Z gęstości roztworu:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ cm}^3 \text{ roztworu} & - & 1,180 \text{ g} \\ 1000 \text{ cm}^3 \text{ roztworu} & - & x \end{array}$$

$$x = 1180 \text{ g roztworu}$$

Z definicji stężenia procentowego:

$$\begin{array}{rcl} 100 \text{ g roztworu} & - & 30 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \\ 1180 \text{ g roztworu} & - & x \text{ g H}_3\text{PO}_4 \end{array}$$

$$x = 354 \text{ g H}_3\text{PO}_4$$

Masa molowa H_3PO_4 - 98 g/mol:

1 mol H_3PO_4	—	98 g
x mol H_3PO_4	—	354 g

$$x = 3,61 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4$$

$$c_M = \frac{3,61 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 3,61 \text{ mol/dm}^3$$

Stężenie molowe roztworu wynosi 3,61 mol/dm³.

Przykład 14.

Roztwór 4,10-molalny kwasu siarkowego(VI) ma gęstość 1,21 g/cm³. Jakie jest jego stężenie:

a) molowe, b) normalne, c) procentowe?

Rozwiązanie

Z danych zadania wynika:

1 kg rozpuszczalnika – 4,10 mol H_2SO_4 – 4,10 mol · 98 g/mol H_2SO_4 – 401,8 g H_2SO_4 –
– 1401,8 g r-ru

a) stężenie molowe: $c_M = \frac{n}{V}$.

Z gęstości roztworu:

1 cm ³ roztworu	—	1,21 g roztworu
1000 cm ³ roztworu	—	x g roztworu

$$x = 1210 \text{ g roztworu}$$

Z definicji stężenia molalnego:

1401,8 g roztworu	—	4,10 mol H_2SO_4
1210 g roztworu	—	x mol H_2SO_4

$$x = 3,54 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$c_M = \frac{3,54 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 3,54 \text{ mol/dm}^3$$

b) stężenie normalne: $c_N = \frac{gR}{V}$.

$$1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \text{ gR } \text{H}_2\text{SO}_4$$

$$c_N = \frac{2 \cdot 3,54 \text{ gR}}{1 \text{ dm}^3} = 7,08 \text{ n}$$

c) stężenie procentowe: $c_P = \frac{m_{\text{subst.}}}{m_{\text{r-ru}}} \cdot 100\%$.

$$c_P = \frac{401,8 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4}{1401,8 \text{ g r-ru}} \cdot 100\% = 28,66\%$$

Stężenia roztworu wynoszą: $c_M = 3,54 \text{ mol/dm}^3$, $c_N = 7,08 \text{ n}$, $c_p = 28,66\%$.

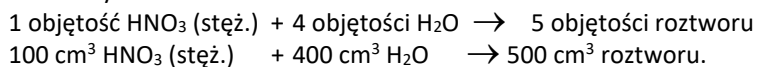
Przykład 15.

Jaka jest molowość roztworu oznaczonego jako HNO_3 (1:4)?

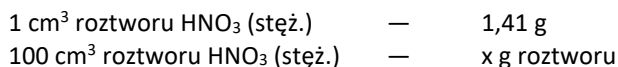
Uwaga: Stężony roztwór HNO_3 ($c_p = 70\%$) ma gęstość $1,41 \text{ g/cm}^3$.

Rozwiązanie

Przygotowując roztwór HNO_3 (1:4) zmieszano 1 objętość stężonego roztworu HNO_3 z 4 objętości wody. Zatem

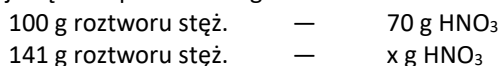


Z gęstości roztworu:



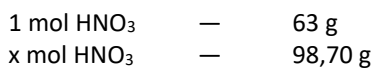
$$x = 141 \text{ g roztworu stęż.}$$

Z definicji stężenia procentowego:



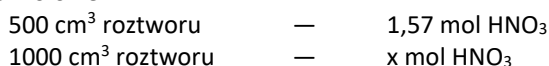
$$x = 98,70 \text{ g HNO}_3$$

Liczba moli HNO_3 :



$$x = 1,57 \text{ mol HNO}_3$$

Stężenie molowe:



$$\begin{array}{l} x = 3,14 \text{ mol HNO}_3 \\ c_M = 3,14 \text{ mol/dm}^3. \end{array}$$

Roztwór jest 3,14 molowy.

Przykład 16.

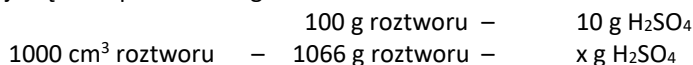
Jaka jest molowość i normalność 10% roztworu kwasu siarkowego(VI)? Do jakiej objętości należy rozcieńczyć 100 cm^3 roztworu tego kwasu, aby przygotować roztwór 0,01-molowy?

Rozwiązanie

a). Stężenie molowe c_M i normalne c_N roztworu.

Z tablic gęstości: $d(10\% \text{ H}_2\text{SO}_4) = 1,066 \text{ g/cm}^3$.

Z definicji stężenia procentowego:



$$x = 106,60 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Obliczanie liczby moli H₂SO₄:

1 mol H ₂ SO ₄	–	98 g
x mol H ₂ SO ₄	–	106,60 g

$$x = 1,09 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Stężenie molowe

$$c_M = \frac{1,09 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 1,09 \text{ mol/dm}^3$$

Stężenie normalne

$$c_n = \frac{2 \cdot 1,09 \text{ gR}}{1 \text{ dm}^3} = 2,18 \text{ n}$$

b). Obliczanie objętości końcowej roztworu.

Roztwór (1):	100 cm ³ ,	$c_M = 1,09 \text{ mol/dm}^3$
Roztwór (2):	V = ?,	$c_M = 0,01 \text{ mol/dm}^3$

Dla roztworu (1):

1 dm ³ roztworu	–	1000 cm ³	–	1,09 mol H ₂ SO ₄
		100 cm ³	–	x mol H ₂ SO ₄

$$x = 0,109 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Dla roztworu (2):

1 dm ³ roztworu	–	1000 cm ³ roztworu	–	0,01 mol H ₂ SO ₄
		x cm ³ roztworu	–	0,109 mol H ₂ SO ₄

$$x = 10900 \text{ cm}^3 \text{ roztworu} = 10,9 \text{ dm}^3 \text{ roztworu}$$

Molowość i normalność roztworu wynoszą odpowiednio 1,09 mol/dm³ i 2,18 n. Objętość końcowa roztworu ($c_M = 0,01 \text{ mol/dm}^3$) powinna być równa 10,9 dm³.

Przykłady do samodzielnego rozwiązania

Sposoby wyrażania składu roztworów i mieszanin. Sporządzanie roztworów

1. Należy przygotować 1 kg 20% roztworu chlorku wapnia. Obliczyć masę CaCl₂ niezbędną do przygotowania roztworu.
2. Jaką ilość 6% roztworu wodorotlenku baru można przygotować z 180 g Ba(OH)₂?
3. Zmieszano ze sobą: 20 g NaOH, 10 g Ca(OH)₂ oraz 370 g wody. Obliczyć stężenie procentowe NaOH i Ca(OH)₂ w roztworze.
4. Ile (mg) substancji znajduje się w 5 cm³ 12% roztworu NaOH (d = 1,131 g/cm³)?

5. Roztwór składa się z sześciu moli wody i trzech moli kwasu siarkowego(VI). Obliczyć skład procentowy roztworu.
6. Techniczny chlorek baru zawiera 95% głównego składnika (BaCl_2). Ile gramów tej substancji potrzeba do sporządzenia 3,0 kg 25% roztworu BaCl_2 ?
7. Ile gramów (oraz moli) H_2SO_4 znajduje się w 5,0 kg 38% roztworu?
8. Ile dm^3 0,5-molowego roztworu NaCl można otrzymać rozpuszczając w wodzie:
 - a) 3 mole NaCl,
 - b) 5 g NaCl?
9. Ile gramów KNO_3 należy rozpuścić w wodzie, aby otrzymać 600 cm^3 0,1-molowego roztworu?
10. W jakiej objętości 2,5-molowego roztworu KOH zawarte jest:
 - a) 0,20 mola KOH,
 - b) 2,80 g KOH,
 - c) 1 mol jonów K^+ ?
11. Ile moli NaOH zawarte jest w $3,5 \text{ m}^3$ 0,5-molowego roztworu?
12. Obliczyć masę molową substancji, jeżeli z 276 g tej substancji można otrzymać 2 dm^3 dwumolowego roztworu.
13. Obliczyć stężenie molowe roztworu, jeżeli w 200 cm^3 roztworu znajduje się 20 g NaOH.
14. Podać masę (g) substancji zawartych w następujących roztworach:
 - a) 100 cm^3 : NaOH - $1,00 \text{ mol/dm}^3$
 HCl - $2,00 \text{ mol/dm}^3$
 $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ - $0,01 \text{ mol/dm}^3$
 - b) 25 cm^3 : $\text{Ca}(\text{OH})_2$ - 0,05 M
 H_2SO_4 - 0,50 M
 CaCO_3 - 0,005 M
15. Ile moli H_2SO_4 jest niezbędnych, aby otrzymać $0,4 \text{ dm}^3$ 0,25 M H_2SO_4 ?
16. Rozpuszczono po 0,75 mola następujących związków w wodzie, uzyskując po 2 dm^3 roztworu: a) HCl, b) $\text{Ba}(\text{OH})_2$, c) H_3PO_4 , d) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, e) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Obliczyć stężenie normalne roztworów.
17. Do kolby o pojemności 200 cm^3 wiano 50 cm^3 stężonego roztworu HCl o gęstości $1,198 \text{ g/cm}^3$, a następnie uzupełniono wodą do kreski. Jakie będzie stężenie kwasu wyrażone poprzez stosunek objętościowy? Obliczyć stężenie procentowe otrzymanego roztworu.

Przeliczanie stężeń

1. Dane jest 250 cm³ 0,1-molowego roztworu wodorotlenku potasu. Obliczyć jego stężenie procentowe.
2. Jakie jest stężenie procentowe 2-molowego roztworu NaOH, jeżeli jego gęstość $d = 1,08 \text{ g/cm}^3$?
3. Obliczyć stężenie procentowe 0,5-molowego roztworu siarczku potasu ($d = 1,04 \text{ g/cm}^3$).
4. Jakie jest stężenie procentowe i objętość roztworu kwasu siarkowego(VI), jeżeli w 2,00 kg roztworu znajduje się 10 moli H₂SO₄?
5. Obliczyć gęstość 18% roztworu NH₄Cl wiedząc, że roztwór ten jest 3,54-molowy.
6. Obliczyć stężenie molowe 96% kwasu siarkowego(VI) ($d = 1,84 \text{ g/cm}^3$).
7. Roztwór kwasu siarkowego(VI) jest 54%. Obliczyć ułamek molowy H₂SO₄ w roztworze.
8. Stężenie normalne roztworu kwasu siarkowego(VI) jest równe 2,18 n. Obliczyć ułamek molowy H₂SO₄ w roztworze ($d = 1,069 \text{ g/cm}^3$).
9. Ile gramów FeCl₃ zawarte jest w 15,0 cm³ 0,25 n roztworu?

Mieszanie roztworów

1. Obliczyć, ile gramów chlorku potasu i ile gramów 10% roztworu tej soli należy odważyć, aby po zmieszaniu otrzymać 900 g 20% roztworu.
2. Zmieszano 250 g wodnego roztworu zawierającego 25% mas. amoniaku oraz 100 g wodnego roztworu zawierającego 10% amoniaku. Ile należy oddestylować amoniaku z otrzymanego roztworu, aby otrzymać roztwór o stężeniu 20%? (masa wody nie ulega zmianie).
3. Ile gramów wody należy dodać do 300 cm³ 20% roztworu wodorotlenku sodu o gęstości 1,22 g/cm³, aby otrzymać roztwór 5%?
4. W laboratorium znajduje się 2 kg 30% i 2,5 kg 40% roztworu NaOH. Jaka jest maksymalna masa 35% roztworu, który można uzyskać z powyższych roztworów?
5. W jakim stosunku masowym należy mieszać 10% roztwór ZnSO₄ z krystalicznym ZnSO₄·7H₂O w celu otrzymania 15% roztworu ZnSO₄?
6. W 300 cm³ 20% roztworu MgSO₄ ($d = 1,1 \text{ g/cm}^3$) rozpuszczono 15 g MgSO₄·7H₂O zawierającego 5% zanieczyszczeń rozpuszczalnych w wodzie. Jakie jest stężenie procentowe MgSO₄ w otrzymanym roztworze?

7. Zmieszano $2,5 \text{ dm}^3$ 10% i $3,5 \text{ dm}^3$ 20% roztworu kwasu azotowego(V). Obliczyć c_p (stężenie procentowe) otrzymanego roztworu.
8. Z 1 kg roztworu 40% wydzielono (w wyniku ochłodzenia) 200 g substancji. Obliczyć stężenie procentowe powstałego roztworu.
9. Zmieszano ze sobą dwa roztwory kwasu siarkowego(VI): 180 g 30% oraz 220 cm^3 46% ($d = 1,361 \text{ g/cm}^3$). Obliczyć stężenie procentowe powstałego roztworu.
10. Zmieszano ze sobą dwa roztwory kwasu solnego: 150 cm^3 (14%, $d = 1,067 \text{ g/cm}^3$) i 250 cm^3 (30%, $d = 1,149 \text{ g/cm}^3$). Obliczyć stężenie procentowe powstałego roztworu.
11. Dosypano 20 g stałego NaOH do 120 cm^3 roztworu tej zasady ($c_p = 30\%$, $d = 1,328 \text{ g/cm}^3$). Obliczyć stężenie procentowe otrzymanego roztworu.
12. Obliczyć stężenie molowe roztworu siarczynu(VI) miedzi(II) otrzymanego przez zmieszanie 20 cm^3 3% roztworu ($d = 1,01 \text{ g/cm}^3$) i 30 cm^3 20% roztworu tej soli ($d = 1,20 \text{ g/cm}^3$).
13. Zmieszano 150 g 60% roztworu H_2SO_4 oraz $0,5 \text{ dm}^3$ 1-molowego roztworu tego kwasu. Ile cm^3 2-molowego roztworu H_2SO_4 należy dodać, aby otrzymać 3 dm^3 roztworu 1-molowego H_2SO_4 ?
14. Ile gramów wody należy odparować z roztworu, aby z $2,5 \text{ dm}^3$ 0,01-molowego roztworu uzyskać roztwór 0,05-molowy?
15. Ile (cm^3) wody należy dodać do 80 cm^3 1,5-molowego roztworu, aby otrzymać 0,1-molowy roztwór?
16. Zmieszano 40 cm^3 0,12-molowego i 260 cm^3 0,06-molowego roztworu KOH. Obliczyć stężenie molowe KOH w powstałym roztworze.
17. Do 100 cm^3 roztworu HCl ($c_p = 0,05\%$, $d = 1,0 \text{ g/cm}^3$) wprowadzono 100 cm^3 kwasu solnego o $\text{pH} = 3$. Obliczyć stężenie $[\text{H}^+]$ i pH otrzymanego roztworu.

oprac. Jan Kalembkiewicz

3. PRAWA STANU GAZOWEGO

Materia może występować w trzech podstawowych stanach skupienia: stałym, ciekłym i gazowym. Stan, w jakim znajduje się substancja zależy w głównym stopniu od stosunku energii kinetycznej cząsteczek do energii oddziaływania między cząsteczkami. Cząstki o niewielkich rozmiarach i pozbawione momentu dipolowego (np. hel, argon, tlen, azot czy wodór) przechodzą w stan gazowy w bardzo niskich temperaturach, ponieważ oddziaływania międzycząsteczkowe w tych substancjach charakteryzują się niską energią. Cząsteczki o większych rozmiarach oraz wykazujące dużą polarność (np. woda) potrzebują wyższych temperatur, aby przejść w stan gazowy. Związki o wiązaniach jonowych lub metalicznych w większości przypadków wymagają bardzo wysokich temperatur, aby pokonać siły utrzymujące cząstki w fazie stałej lub ciekłej.

Substancja w stanie gazowym, w odróżnieniu od cieczy i ciała stałego, charakteryzuje się bardzo niskim stopniem uporządkowania cząsteczek, które znajdują się w ciągłym, chaotycznym ruchu, co przejawia się tendencją gazu do rozprężania się. W wyniku tego gazy nie mają określonego kształtu i objętości - zajmują przestrzeń zbiornika, w którym się znajdują. Podczas ruchu cząsteczek gazu dochodzi do zderzeń międzycząsteczkowych oraz zderzeń ze ściankami zbiornika czego przejawem jest wywierane przez gaz ciśnienie. Do opisu gazu stosuje się parametry stanu: ciśnienie (p wyrażane w paskalach [Pa]), temperaturę (T wyrażaną w kelwinach [K]), objętość (V wyrażaną w [m³]), licznosc substancji (n wyrażaną w molach [mol]).

3.1. Model gazu doskonałego

Stwierdzono, że różne gazy w określonych warunkach ciśnienia i temperatury zachowują się w sposób podobny. Jest to między innymi konsekwencją znacznych odległości między cząstkami (atomy lub cząsteczki) gazu, co pozwala praktycznie całkowicie zaniedbać siły wzajemnego oddziaływania zależne od indywidualnych cech substancji. Właściwości stanu gazowego tłumaczy kinetyczna teoria gazów zwana też teorią kinetyczno-cząsteczkową. Substancje w fazie gazowej można opisywać z dobrym przybliżeniem przy pomocy tak zwanego modelu stanu gazu doskonałego. Przyjęto, że gaz doskonały ma następujące właściwości:

- wymiary liniowe cząstek gazu są bardzo małe w porównaniu do przestrzeni zajmowanej przez gaz,
- cząsteczki gazu poruszają się bezładnie po torach prostoliniowych, a kierunek ich ruchu ulega zmianie podczas zderzeń z innymi cząstkami lub ze ścianami zbiornika,
- zderzenia są doskonale elastyczne (bez utraty energii),

- między cząstkami nie występują jakiegokolwiek oddziaływania,
- w danym momencie poszczególne cząstki poruszają się z różną prędkością.

Ciśnienie wywierane przez gaz jest wprost proporcjonalne do liczności gazu i jego temperatury, a odwrotnie proporcjonalne do objętości zajmowanej przez daną porcję gazu:

$$p \sim \frac{n \cdot T}{V} \quad (1)$$

Współczynnikiem proporcjonalności jest tzw. uniwersalna stała gazowa R , a jej wartość w jednostkach układu SI wynosi $8,314462618 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Po uwzględnieniu stałej gazowej zależność (1) przyjmuje postać tzw. równania stanu gazu doskonałego lub równania Clapeyrona:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad (2)$$

Równanie Clapeyrona poprawnie opisuje zachowanie się większości gazów pod warunkiem, że ciśnienie gazu nie jest zbyt wysokie, a jego temperatura znacznie przewyższa temperaturę skraplania. Gaz, który spełniałby równanie Clapeyrona w całym zakresie ciśnień i temperatur nie istnieje w rzeczywistości lecz jest pewnym układem modelowym (gazem doskonałym)

Jeżeli ciśnienie gazu rośnie (np. podczas sprężania danej porcji gazu lub dopompowania gazu do zbiornika o stałej objętości), wówczas objętość własna cząsteczek gazu staje się znacząca w stosunku do objętości zajmowanej przez gaz. Ponadto odległości między cząsteczkami gazu maleją co przyczynia się do występowania oddziaływań między nimi (podobny efekt daje obniżanie temperatury gazu). W takich warunkach gaz przestaje spełniać założenia gazu doskonałego i nie spełnia równania Clapeyrona.

Przykład 1.

Obliczyć ciśnienie [Pa] panujące w zbiorniku o pojemności 40 dm^3 w temperaturze 20°C , w którym znajduje się 50 g tlenu.

Rozwiązanie

Zakładając, że tlen (O_2) w tych warunkach zachowuje się jak gaz doskonały można skorzystać z równania Clapeyrona w postaci przekształconej:

$$p = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

Liczba moli tlenu wynosi: $n = \frac{50 \text{ g}}{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 1,6 \text{ mol}$.

Aby wartość ciśnienia uzyskać w jednostkach układu SI (tzn. w paskalach [Pa]), temperaturę należy wyrazić w kelwinach: $T[\text{K}] = t[^\circ\text{C}] + 273,15 = 293,15 \text{ K}$, a objętość w m^3 : $V = 0,040 \text{ m}^3$. Zatem ciśnienie panujące w zbiorniku:

$$p = \frac{1,6 \cdot 8,314 \cdot 293,15}{0,040} \left[\frac{\text{mol} \cdot \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot \text{K}}{\text{m}^3} = \frac{\text{N} \cdot \text{m}}{\text{m}^3} = \frac{\text{N}}{\text{m}^2} = \text{Pa} \right] = 9,7 \cdot 10^4 \text{ Pa}.$$

3.2. Przemiany gazu doskonałego

Równanie stanu gazu doskonałego używa się często w postaci przystosowanej do przeliczania parametrów stanu danej ilości gazu ($n = \text{const}$) z jednych warunków na inne. Dzieląc stronami równania Clapeyrona zapisane dla dwóch stanów:

$$p_1 \cdot V_1 = n \cdot R \cdot T_1 \quad (3)$$

$$p_2 \cdot V_2 = n \cdot R \cdot T_2 \quad (4)$$

i przekształcając wynik otrzymuje się:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} \quad (5)$$

Równanie (5) stanowi podstawę zależności opisujących tzw. przemiany gazowe, do których należą:

- przemiana izotermiczna

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2 = \text{const}, \quad \text{dla } T = \text{const} \quad (6)$$

- przemiana izobaryczna (pierwsze prawo Gay-Lussaca) – przy stałym ciśnieniu objętość gazu jest wprost proporcjonalna do temperatury bezwzględnej:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \text{const}, \quad \text{dla } p = \text{const} \quad (7)$$

- przemiana izochoryczna (prawo Charles'a) – przy stałej objętości ciśnienie gazu jest wprost proporcjonalne do temperatury bezwzględnej:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} = \text{const}, \quad \text{dla } V = \text{const} \quad (8)$$

Przykład 2.

W temperaturze 293,15 K pewien gaz wywiera ciśnienie 200 kPa. Do jakiej temperatury [K] należy ogrzać ten gaz w zamkniętym zbiorniku, aby ciśnienie wzrosło o 2 kPa?

Rozwiązanie

Dane: $T_1 = 293,15 \text{ K}$, $p_1 = 200 \text{ kPa}$, $p_2 = 200 + 2 = 202 \text{ kPa}$.

Gaz znajduje się w zamkniętym zbiorniku zatem jest to przemiana izochoryczna ($V = \text{const}$) – równanie (8), czyli:

$$T_2 = \frac{p_2 \cdot T_1}{p_1} = \frac{202 \cdot 293,15}{200} = 296 \text{ K}$$

Przykład 3.

Objętość próbki pewnego gazu pod ciśnieniem 750 mmHg wynosi 416 cm³. Obliczyć objętość [m³] tego gazu pod ciśnieniem 200 kPa przy założeniu, że liczba moli gazu i temperatura gazu nie uległy zmianie.

Rozwiązanie

Jest to przykład przemiany izotermicznej ($T = \text{const}$) – równanie (6), zatem można skorzystać z zależności:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

Należy wszystkie dane wyrazić w jednostkach układu SI (pamiętając że $760 \text{ mmHg} = 1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$), zatem:

$p_1 = 750 \text{ mmHg} = 99992 \text{ Pa}$, $V_1 = 416 \text{ cm}^3 = 4,16 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$, $p_2 = 200 \text{ kPa} = 2 \cdot 10^5 \text{ Pa}$.

Czyli: $V_2 = \frac{p_1 \cdot V_1}{p_2} = \frac{99992 \cdot 4,16 \cdot 10^{-4}}{2 \cdot 10^5} = 2,08 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$.

Przykład 4.

Pewna masa wodoru zajmuje objętość $4,71 \text{ dm}^3$ pod ciśnieniem 3500 kPa i w temperaturze 400 K . Jaką objętość [dm^3] zajmie ta ilość wodoru w warunkach normalnych?

Rozwiązanie

Warunki normalne to ciśnienie $p_0 = 100000 \text{ Pa}$ i temperatura $T_0 = 273,15 \text{ K}$. Korzystając z tych danych objętość danej masy gazu w warunkach normalnych (V_0) można obliczyć z równania (5) przekształconego do postaci:

$$V_0 = \frac{p_1 \cdot V_1 \cdot T_0}{p_0 \cdot T_1} = \frac{3500000 \text{ Pa} \cdot 4,71 \text{ dm}^3 \cdot 273,15 \text{ K}}{100000 \text{ Pa} \cdot 400 \text{ K}} = 121 \text{ dm}^3$$

Przykład 5.

Mieszanina gazowa składa się z 400 g tlenku węgla(IV) i 30 g wodoru. Obliczyć objętość [dm^3] całkowitą mieszaniny w temperaturze 400 K i pod ciśnieniem 101325 Pa .

Rozwiązanie

Mieszanina zawiera następujące licznosci składników:

$$n_{\text{CO}_2} = \frac{400 \text{ g}}{44 \text{ g/mol}} = 9,1 \text{ mol}; \quad n_{\text{H}_2} = \frac{30 \text{ g}}{2,0 \text{ g/mol}} = 15,0 \text{ mol}$$

Sumaryczna liczba moli składników mieszaniny wynosi więc:

$$n = 9,1 + 15 = 24,1 \text{ mol}.$$

Zakładając, że ta mieszanina gazowa spełnia równanie gazu doskonałego można obliczyć jej objętość:

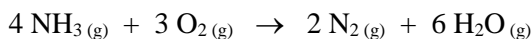
$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} = \frac{24,1 \cdot 8,314 \cdot 400}{101325} = 0,079 \text{ m}^3 = 79 \text{ dm}^3.$$

Stan gazu często jest opisywany w porównaniu do ustalonych warunków odniesienia zwanych warunkami normalnymi. Według Międzynarodowej Unii Chemii Czystej i Stosowanej (IUPAC) warunki normalne dla gazu - STP (ang. standard conditions for temperature and pressure) to temperatura $T_0 = 273,15 \text{ K}$ (czyli 0°C), i ciśnienie $p_0 = 1,000 \cdot 10^5 \text{ Pa}$. Dla tych parametrów objętość jednego mola gazu doskonałego to $V_0 = 0,0227 \text{ m}^3$ ($22,7 \text{ dm}^3$).

3.3. Prawo stosunków objętościowych Gay-Lussaca i hipoteza Avogadra

Reakcje chemiczne przebiegające w fazie gazowej stanowią dosyć liczną grupę przemian i podlegają następującej regule: objętości reagentów (substratów i produktów) występujących w warunkach reakcji w fazie gazowej, mierzone w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, pozostają do siebie jak niewielkie liczby całkowite.

Prawo to jest konsekwencją hipotezy Avogadro która mówi, że jednakowe objętości różnych gazów w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury zawierają takie same liczby cząsteczek. Rozpatrując np. reakcję spalania amoniaku w tlenie w określonych warunkach prowadzącą do otrzymania azotu i pary wodnej:



można na podstawie hipotezy Avogadro ustalić, że stosunek liczby moli reagentów:

$$n_{\text{NH}_3} : n_{\text{O}_2} : n_{\text{N}_2} : n_{\text{H}_2\text{O}} = 4 : 3 : 2 : 6$$

jest równy stosunkowi objętości reagentów odmierzanych przy ustalonym ciśnieniu i temperaturze:

$$V_{\text{NH}_3} : V_{\text{O}_2} : V_{\text{N}_2} : V_{\text{H}_2\text{O}} = 4 : 3 : 2 : 6$$

Przykład 6.

Arsen w stanie pary reaguje z wodorem w stosunku objętościowym 1:6. Ustalić z jakiej ilości atomów składa się cząsteczka arsenu w stanie pary, wiedząc że produktem reakcji jest arsenowodór (AsH_3).

Rozwiązanie

Według prawa Avogadra, stosunek objętościowy reagentów jest równy stosunkowi ilości cząsteczek. Rozpatrywaną reakcję można więc wyrazić równaniem:



Zgodnie ze stechiometrią reakcji z jednej cząsteczki arsenu As_x powstaje cztery cząsteczki arsenowodoru (AsH_3) więc $x = 4$.

Cząsteczka arsenu w stanie pary jest czteroatomowa (As_4).

Przykład 7.

Dane są takie same masy wodoru, chloru i neonu w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury. Jaki jest stosunek objętości tych gazów ?

Rozwiązanie

Zgodnie z równaniem Clapeyrona objętość gazu jest zależna od ciśnienia, temperatury i ilości

moli gazu: $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$. Ponieważ $n = \frac{m}{M}$ więc $V = \frac{m \cdot R \cdot T}{M \cdot p}$. Z warunków zadania wynika,

że: $m_{\text{H}_2} = m_{\text{Cl}_2} = m_{\text{Ne}} = m$, oraz $p = \text{const}$ i $T = \text{const}$. Szukany stosunek objętości gazów określa wyrażenie:

$$V_{\text{H}_2} : V_{\text{Cl}_2} : V_{\text{Ne}} = \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot M_{\text{H}_2}} : \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot M_{\text{Cl}_2}} : \frac{m \cdot R \cdot T}{p \cdot M_{\text{Ne}}} = \frac{1}{M_{\text{H}_2}} : \frac{1}{M_{\text{Cl}_2}} : \frac{1}{M_{\text{Ne}}}$$

Po podstawieniu odpowiednich wartości mas molowych gazów i sprowadzeniu wyniku do liczb całkowitych otrzymujemy:

$$V_{\text{H}_2} : V_{\text{Cl}_2} : V_{\text{Ne}} = 70 : 2 : 7$$

3.4. Gęstość substancji w stanie gazowym

W odróżnieniu od ciał stałych i cieczy, stan gazowy charakteryzuje się dużym wpływem parametrów stanu (ciśnienie i temperatura) na gęstość substancji. W przypadku gazów używa się gęstości bezwzględnej (d) definiowanej jako stosunek masy gazu do objętości zbiornika, w którym ta masa się znajduje:

$$d = \frac{m}{V} \quad (9)$$

Podstawiając do równania Clapeyrona za: $V = \frac{m}{d}$ i $n = \frac{m}{M}$, oraz po przekształceniu ze względu na gęstość otrzymuje się zależność:

$$d = \frac{p \cdot M}{R \cdot T} \quad (10)$$

z której wynika, że gęstość bezwzględna danego gazu jest wprost proporcjonalna do ciśnienia gazu i odwrotnie proporcjonalna do jego temperatury w granicach stosowalności równania gazu doskonałego. Zapisując równanie (10) dla dwóch różnych gazów (A i B) w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury:

$$d_A = \frac{p \cdot M_A}{R \cdot T} \quad (11)$$

$$d_B = \frac{p \cdot M_B}{R \cdot T} \quad (12)$$

i dzieląc te równania stronami otrzymuje się zależność na gęstość względną ($D_{A/B}$):

$$D_{A/B} = \frac{d_A}{d_B} = \frac{M_A}{M_B} \quad (13)$$

Równanie (13) może służyć do obliczenia masy molowej nieznannej substancji (A) jeżeli wyznaczy się doświadczalnie gęstość względną tej substancji w odniesieniu do gazu wzorcowego (B) o znanej masie molowej. Jako substancję wzorcową stosuje się najczęściej wodór, tlen lub powietrze.

Przykład 8.

Zbiornik o pojemności $87,0 \text{ dm}^3$ zawiera argon pod ciśnieniem 200 kPa i w temperaturze $25,5^\circ\text{C}$. Do zbiornika dopompowano 130 g neonu i ogrzano do $30,0^\circ\text{C}$. Obliczyć początkową i końcową gęstość [$\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$] gazu w zbiorniku.

Rozwiązanie

Gęstość argonu przed dopompowaniem neonu można obliczyć z zależności:

$$d_{\text{Ar}} = \frac{M_{\text{Ar}} \cdot p}{R \cdot T} = \frac{40,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 200 \cdot 10^3 \text{ Pa}}{8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot (273,15 + 25,5) \text{ K}} = 3220 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3} = 3,22 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

Mieszanina gazowa składa się z:

$$n_{\text{Ar}} = \frac{p_{\text{Ar}} \cdot V_{\text{zbiorn.}}}{R \cdot T_{\text{Ar}}} = \frac{200 \cdot 10^3 \text{ Pa} \cdot 87,0 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3}{8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 298,7 \text{ K}} = 7,00 \text{ moli argonu oraz:}$$

$$n_{\text{Ne}} = \frac{130 \text{ g}}{20,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6,50 \text{ moli neonu.}$$

Ciśnienie całkowite mieszaniny gazów w stanie końcowym (po ogrzaniu do $T_{\text{końc.}} = 303,2 \text{ K}$) wynosi:

$$p_{\text{c.}} = \frac{(n_{\text{Ar}} + n_{\text{Ne}}) \cdot R \cdot T_{\text{konc.}}}{V_{\text{zbiornika}}} = \frac{(7,00 + 6,50) \text{ mol} \cdot 8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303,2 \text{ K}}{87 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3} = 391159 \text{ Pa}$$

Po dopompowaniu neonu otrzymano mieszaninę o średniej masie molowej:

$$M_{\text{sr.}} = x_{\text{Ar}} \cdot M_{\text{Ar}} + x_{\text{Ne}} \cdot M_{\text{Ne}} \text{ lub } M_{\text{sr.}} = x_{\text{Ar}} \cdot M_{\text{Ar}} + (1 - x_{\text{Ar}}) M_{\text{Ne}}$$

Ułamek molowy argonu w mieszaninie wynosi:

$$x_{\text{Ar}} = \frac{n_{\text{Ar}}}{n_{\text{Ar}} + n_{\text{Ne}}} = \frac{7,00}{7,00 + 6,50} = 0,519$$

$$\text{stąd: } M_{\text{sr.}} = 0,519 \cdot 40,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} + (1 - 0,519) \cdot 20,2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 30,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Zatem gęstość otrzymanej mieszaniny gazowej równa jest:

$$d_{\text{miesz.}} = \frac{M_{\text{sr.}} \cdot p_{\text{c.}}}{R \cdot T_{\text{konc.}}} = \frac{30,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 391159 \text{ Pa}}{8,314 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 303,2 \text{ K}} = 4728 \text{ g} \cdot \text{m}^{-3} = 4,73 \text{ kg} \cdot \text{m}^{-3}$$

Przykład 9.

Mieszanina tlenu i helu o stosunku masowym składników 1 : 1 umieszczona w zbiorniku wywiera ciśnienie 250 kPa w temperaturze 300 K. Obliczyć gęstość [$\text{g} \cdot \text{m}^{-3}$] bezwzględną tej mieszaniny.

Rozwiązanie

Aby obliczyć gęstość bezwzględną gazu (lub mieszaniny gazów) należy znać jego masę molową (lub średnią masę molową mieszaniny gazów). W tym przypadku należy określić średnią masę molową mieszaniny tlenu i helu na podstawie składu mieszaniny wyrażonego w ułamkach molowych:

$$M_{\text{miesz.}} = \sum_{i=1}^k x_i \cdot M_i = x_{\text{He}} \cdot M_{\text{He}} + x_{\text{O}_2} \cdot M_{\text{O}_2}$$

Ułamki molowe można określić przyjmując do obliczeń porcję mieszaniny w której na 100 g helu przypada 100 g tlenu (stosunek masowy składników 1 : 1).

$$\text{Zatem liczba moli helu: } n_{\text{He}} = \frac{100 \text{ g}}{4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 25 \text{ mol,}$$

$$\text{a liczba moli tlenu: } n_{\text{O}_2} = \frac{100 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 3,1 \text{ mol.}$$

$$\text{Ułamek molowy helu: } x_{\text{He}} = \frac{25}{25+3,1} = 0,89,$$

$$\text{a ułamek molowy tlenu: } x_{\text{O}_2} = 1 - x_{\text{He}} = 0,11.$$

Masa molowa mieszaniny wynosi więc:

$$M_{\text{miesz.}} = 0,89 \cdot 4 + 0,11 \cdot 32 = 7,1 \text{ mol/dm}^3.$$

$$\text{Gęstość mieszaniny gazowej wynosi: } d = \frac{p_2 \cdot M}{R \cdot T_2} = \frac{p_2 \cdot M}{R \cdot (T_1 + 32)} = \frac{250000 \cdot 7,1}{8,314 \cdot 300} = 712 \frac{\text{g}}{\text{m}^3}.$$

Przykład 10.

Obliczyć skład (w % wagowych) mieszaniny tlenu i tlenku węgla, jeżeli gęstość mieszaniny względem wodoru wynosi 14,6.

Rozwiązanie:

Gęstość mieszaniny względem wodoru pozwala określić masę molową mieszaniny korzystając z zależności:

$$D_{\text{miesz./H}_2} = \frac{M_{\text{miesz.}}}{M_{\text{H}_2}}$$
$$M_{\text{miesz.}} = D_{\text{miesz./H}_2} \cdot M_{\text{H}_2} = 14,6 \cdot 2,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 29,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Ponieważ $M_{\text{miesz.}} = x_{\text{O}_2} \cdot M_{\text{O}_2} + (1 - x_{\text{O}_2}) \cdot M_{\text{CO}}$ więc ułamek molowy tlenu w mieszaninie wynosi:

$$x_{\text{O}_2} = \frac{M_{\text{miesz.}} - M_{\text{CO}}}{M_{\text{O}_2} - M_{\text{CO}}} = \frac{29,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} - 28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{32,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} - 28,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,373$$

Ułamek molowy tlenku węgla wynosi: $x_{\text{CO}} = 1 - x_{\text{O}_2} = 0,627$.

W dalszej kolejności należy przeliczyć stosunek molowy składników mieszaniny na stosunek wagowy.

W mieszaninie o wyznaczonym składzie na 0,373 mol tlenu przypada 0,627 mol tlenku węgla. Odpowiada to:

$$m_{\text{O}_2} = 0,373 \text{ mol} \cdot 32,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 11,9 \text{ g O}_2$$

oraz

$$m_{\text{CO}} = 0,627 \text{ mol} \cdot 28,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 17,6 \text{ g O}_2$$

Stąd:

$$c_{\text{PCO}} = \frac{m_{\text{CO}}}{m_{\text{CO}} + m_{\text{O}_2}} 100\% = \frac{17,6 \text{ g}}{11,9 \text{ g} + 17,6 \text{ g}} 100\% = 59,7\% \quad \text{i} \quad c_{\text{pO}_2} = 100 - 59,7 = 40,3\%$$

Przykład 11.

Gęstość względna (w odniesieniu do powietrza) mieszaniny amoniaku i azotu wynosi 0,69. Obliczyć skład mieszaniny w ułamkach molowych.

Rozwiązanie

Gęstość względna gazu (lub mieszaniny gazów) posłuży do obliczenia średniej masy molowej mieszaniny: $D_{\text{miesz./powietrza}} = \frac{M_{\text{miesz.}}}{M_{\text{powietrza}}}$.

Przyjmuje się, że średnia masa molowa powietrza suchego (obliczona na podstawie jego składu) wynosi $M_{\text{powietrza}} = 28,97 \text{ g/mol}$, zatem:

$$M_{\text{miesz.}} = D_{\text{miesz./powietrza}} \cdot M_{\text{powietrza}} = 0,69 \cdot 28,97 = 19,9 \text{ g/mol.}$$

Mieszanina rozpatrywana w tym zadaniu jest dwuskładnikowa,

więc: $x_{\text{NH}_3} + x_{\text{N}_2} = 1$,

czyli:

$$M_{\text{miesz.}} = x_{\text{NH}_3} \cdot M_{\text{NH}_3} + x_{\text{N}_2} \cdot M_{\text{N}_2} = x_{\text{NH}_3} \cdot M_{\text{NH}_3} + (1 - x_{\text{NH}_3}) \cdot M_{\text{N}_2}$$

$$M_{\text{miesz.}} = x_{\text{NH}_3} \cdot M_{\text{NH}_3} + M_{\text{N}_2} - x_{\text{NH}_3} \cdot M_{\text{N}_2}$$

$$M_{\text{miesz.}} - M_{\text{N}_2} = x_{\text{NH}_3} \cdot (M_{\text{NH}_3} - M_{\text{N}_2})$$

Podstawiając dane liczbowe otrzymuje się:

$$x_{\text{NH}_3} = \frac{M_{\text{miesz.}} - M_{\text{N}_2}}{M_{\text{NH}_3} - M_{\text{N}_2}} = \frac{M_{\text{miesz.}} - M_{\text{N}_2}}{M_{\text{NH}_3} - M_{\text{N}_2}} = \frac{19,9 - 28}{17 - 28} = 0,736; \quad x_{\text{N}_2} = 0,264$$

Przykłady do samodzielnego rozwiązania

1. Obliczyć ilość moli azotu w próbce o objętości 22,0 dm³ w 27,0°C i pod ciśnieniem 1,94·10⁶ Pa.
2. Ile cząsteczek N₂ znajduje się w 1,50 dm³ azotu? Obliczenia przeprowadzić dla warunków normalnych.
3. Ile cząsteczek tlenu znajduje się w objętości 25 dm³, pod ciśnieniem 975·10² Pa i w temperaturze 270 K.
4. Obliczyć ciśnienie [Pa] wywierane przez 86 g metanu, jeśli zajmuje on objętość 82 dm³ w temperaturze 10°C.
5. W zbiorniku o pojemności 200 cm³ znajduje się wodór w temperaturze 25,0°C i pod ciśnieniem 100 kPa. Obliczyć ciśnienie [kPa] tego gazu w zbiorniku po podgrzaniu do 50,0°C.
6. Pojemnik zamknięty ruchomym tłokiem zawiera hel zajmujący objętość 300 cm³ w temperaturze 293 K. Obliczyć, o ile wzrosła objętość gazu po jego podgrzaniu o 30°C.
7. Obliczyć masę molową gazu jeżeli 250,00 cm³ tego gazu w warunkach normalnych waży 439,43 mg.
8. Jaką objętość [m³] zajmuje 500 g tlenku węgla(II):
 - a) w warunkach normalnych;
 - b) pod ciśnieniem 300 kPa i w temperaturze 30°C;
 - c) pod ciśnieniem 2,50·10⁵ Pa i w temperaturze normalnej;
 - d) w temperaturze -28,0°C i pod ciśnieniem normalnym?
9. Temperatura azotu w stalowym cylindrze pod ciśnieniem 15,2 MPa wynosi 17°C. Maksymalne ciśnienie jakie wytrzyma cylinder to 20,3 MPa. Do jakiej temperatury [°C] można bezpiecznie ogrzać cylinder?
10. 121 g suchego powietrza zamknięto pod ciśnieniem 1,23 MPa w zbiorniku pojemności 20 dm³ w temperaturze 710 K. Jaka jest średnia masa molowa powietrza?
11. Określić wzór cząsteczkowy amoniaku opierając się na następujących faktach:
 - cząsteczki wodoru i azotu są dwuatomowe,
 - 3 objętości wodoru reagują z 1 objętością azotu dając 2 objętości amoniaku.

12. W temperaturze ok. 600°C pary fosforu reagują z parą wodną w stosunku objętościowym 1 : 16, a produktami reakcji są kwas ortofosforowy(V) i wodór. Ile atomów wchodzi w skład cząsteczki fosforu w stanie pary w tej temperaturze?
13. Obliczyć objętość [m^3] mieszaniny gazowej zawierającej 300 g helu, 200 g azotu i 100 g tlenu w warunkach normalnych.
14. Obliczyć gęstość bezwzględną [g/m^3] tlenu w warunkach normalnych.
15. Zbiornik zawiera 40 g helu, 20 g neonu i 4,0 g argonu. W zbiorniku panuje ciśnienie 100 kPa. Obliczyć ciśnienia [kPa] cząstkowe składników.
16. Mieszanina gazowa zawiera 40,0% (wag) NO_2 i 60,0% O_2 . Obliczyć, jaką objętość [m^3] zajmuje 200 kg tej mieszaniny w temperaturze 450 K, jeśli ciśnienie cząstkowe NO_2 wynosi $3,50 \cdot 10^5$ Pa.
17. "Wysoka próżnia" to ciśnienie rzędu $1,0 \cdot 10^{-6}$ mmHg. Obliczyć gęstość [g/m^3] kryptonu w wysokiej próżni w temperaturze 25°C .
18. Obliczyć masę molową gazu, którego gęstość w temperaturze 20°C i pod ciśnieniem $9,80 \cdot 10^4$ Pa wynosi $3 \text{ g}/\text{dm}^3$.
19. Gęstość pewnego tlenku azotu względem powietrza wynosi 1,59. Jaki to tlenek?
20. W naczyniu znajduje się mieszanina tlenku węgla i ditlenku węgla o stosunku masowym 3:7. Obliczyć ciśnienie cząstkowe [kPa] CO jeżeli ciśnienie całkowite wynosi 230 kPa.

oprac. Bogdan Papciak

4. STECHIOMETRIA

4.1. Obliczenia stechiometryczne oparte na wzorach chemicznych

Wzór chemiczny określa jakie pierwiastki wchodzi w skład związku chemicznego, liczbę atomów poszczególnych pierwiastków w cząsteczce związku oraz stosunki mas tych pierwiastków w związku chemicznym. Na przykład wzór Na_2SO_4 wskazuje, że:

- w jednej cząsteczce bezwodnego siarczanu(VI) sodu ($142,04 \text{ [u] Na}_2\text{SO}_4$) znajdują się dwa atomy sodu ($2 \cdot 22,99 \text{ [u] Na}$), jeden atom siarki ($32,06 \text{ [u] S}$) i cztery atomy tlenu ($4 \cdot 16,00 \text{ [u] O}$),
- w jednym molu czystego bezwodnego siarczanu(VI) sodu ($142,04 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$) znajdują się dwa mole sodu ($2 \cdot 22,99 \text{ g} = 45,98 \text{ g Na}$), jeden mol siarki ($32,06 \text{ g S}$) i cztery mole atomów tlenu ($4 \cdot 16,00 \text{ g} = 64,00 \text{ g O}$).

Na podstawie wzoru chemicznego można więc obliczyć:

- zawartość procentową składników (pierwiastków lub grup pierwiastków) w związku chemicznym,
- masę każdego składnika w dowolnej ilości związku,
- masę związku zawierającą określoną ilość składnika.

Przykład 1.

Obliczyć zawartość procentową wody w soli glauberskiej ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$). Ile gramów siarczanu(VI) sodu znajduje się w $152,0 \text{ g}$ tej soli?

Rozwiązanie

Masa molowa $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O} = 322,20 \text{ g/mol}$; $\text{Na}_2\text{SO}_4 = 142,04 \text{ g/mol}$;

$\text{H}_2\text{O} = 18,016 \text{ g/mol}$

W jednym mol soli glauberskiej ($322,20 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$) znajduje się 10 mol wody ($10 \cdot 18,016 \text{ g} = 180,16 \text{ g H}_2\text{O}$), zatem w 100 g tej soli znajduje się x gramów H_2O :

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$	—	$10 \text{ H}_2\text{O}$
$322,20 \text{ g}$	—	$180,16 \text{ g}$
100 g	—	x

$$x = \frac{180,16 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{322,20 \text{ g}} = 55,92 \text{ g H}_2\text{O}$$

Odpowiedź: Zawartość procentowa wody w soli glauberskiej wynosi $55,92 \%$.

W jednym mol soli glauberskiej ($322,20 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$) znajduje się 1 mol siarczanu(VI) sodu ($142,04 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$), zatem w $152,0 \text{ g}$ tej soli znajduje się x gramów Na_2SO_4 :

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10 \text{ H}_2\text{O}$	—	Na_2SO_4
$322,20 \text{ g}$	—	$142,04 \text{ g}$
$152,0 \text{ g}$	—	x

$$x = \frac{152,0 \text{ g} \cdot 142,04 \text{ g}}{322,20 \text{ g}} = 67,0 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$$

Odpowiedź: W $152,0 \text{ g}$ soli glauberskiej znajduje się $67,0 \text{ g Na}_2\text{SO}_4$.

Przykład 2.

Obliczyć procent wagowy amoniaku w próbce technicznego salmiaku (NH_4Cl) zawierającej 12,0% zanieczyszczeń.

Rozwiązanie

$$M_{\text{NH}_3} = 17,03 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{NH}_4\text{Cl}} = 53,49 \text{ g/mol}$$

Techniczny salmiak jest mieszaniną czystego chlorku amonu i zanieczyszczeń. W przypadku mieszaniny zawartość procentowa składnika mieszaniny (pierwiastka lub grupy pierwiastków) równa jest liczbowo masie tego składnika znajdującej się w 100 g mieszaniny. Próbka technicznego salmiaku zawiera 12,0% zanieczyszczeń, zatem w 100 g tej próbki znajduje się 12,0 g zanieczyszczeń i $(100 - 12,0) \text{ g} = 88,0 \text{ g}$ czystego NH_4Cl . Masa amoniaku zawarta w tej ilości czystego chlorku amonu jest równocześnie masą amoniaku zawartą w 100 g technicznego salmiaku.

Obliczamy masę amoniaku zawartą w 88,0 g NH_4Cl . W jednym mol chlorku amonu (53,49 g NH_4Cl) znajduje się jeden mol amoniaku (17,03 g NH_3), zatem w 88,0 g NH_4Cl znajduje się x gramów NH_3 :

NH_4Cl		NH_3
53,49 g	—	17,03 g
88,0 g	—	x

$$x = \frac{88,0 \text{ g} \cdot 17,03 \text{ g}}{53,49 \text{ g}} = 28,0 \text{ g NH}_3$$

Odpowiedź: W 100 g technicznego salmiaku znajduje się 28,0 g NH_3 . Próbka salmiaku zawiera więc 28,0% amoniaku.

Przykład 3.

W 20,0 g mieszaniny KCl i KBr znajduje się 7,90 g potasu. Obliczyć zawartość procentową chlorku potasu i bromku potasu w mieszaninie.

Rozwiązanie

$$M_{\text{K}} = 39,10 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{KCl}} = 74,55 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{KBr}} = 119,0 \text{ g/mol}$$

Oznaczamy przez x masę KCl zawartą w 20,0 g mieszaniny, masa KBr w mieszaninie jest więc równa $(20,0 - x) \text{ g}$.

Oznaczamy przez y_1 i y_2 zawartość potasu odpowiednio w KCl i KBr, a następnie układamy dwie proporcje:

KCl		K		KBr		K
74,55 g	—	39,10 g		119,0 g	—	39,10 g
x g	—	y_1		$(20,0 - x) \text{ g}$	—	y_2

$$y_1 = \frac{39,10 \text{ g} \cdot x \text{ g}}{74,55 \text{ g}}$$

$$y_2 = \frac{(20,0 - x) \text{ g} \cdot 39,10 \text{ g}}{119,0 \text{ g}}$$

Ponieważ $y_1 + y_2 = 7,90 \text{ g}$ więc:

$$\frac{39,10 \text{ g} \cdot x \text{ g}}{74,55 \text{ g}} + \frac{(20,0 - x) \text{ g} \cdot 39,10 \text{ g}}{119,0 \text{ g}} = 7,90 \text{ g}$$

Stąd $x = 6,78 \text{ g KCl}$

Ponieważ 6,78 g KCl znajduje się w 20,0 g mieszaniny, więc w 100 g mieszaniny będzie znajdowało się x g KCl:

$$\begin{array}{rcl} 6,78 \text{ g} & - & 20 \text{ g} \\ x \text{ g} & - & 100 \text{ g} \end{array}$$

$$x = 33,9 \text{ g KCl}$$

Zawartość procentowa KCl wynosi 33,9%.

Zawartość procentowa KBr jest równa: $100\% - 33,9\% = 66,1\%$.

Odpowiedź: Mieszanina wyjściowa zawiera: 33,9% KCl i 66,1% KBr.

Stechiometria hydratów

Przykład 4.

Ustalić wzór chemiczny hydratu chlorku wapnia, jeżeli wiadomo, że zawiera on 49,3% wody.

Rozwiązanie

Sposób I

Wzór hydratu chlorku wapnia można zapisać w formie ogólnej: $\text{CaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, gdzie x stanowi liczbę moli cząsteczek wody przypadającą na 1 mol CaCl_2 . Celem zadania jest obliczenie wartości x. 100 g hydratu zawiera 49,3 g wody i $(100 - 49,3) \text{ g} = 50,7 \text{ g}$ CaCl_2 .

$$M_{\text{CaCl}_2} = 110,98 \frac{\text{g}}{\text{mol}}, M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{49,3 \text{ g}}{18,016 \text{ g/mol}} = 2,7 \text{ mol},$$

$$n_{\text{CaCl}_2} = \frac{50,07 \text{ g}}{110,98 \text{ g/mol}} = 0,45 \text{ mol}$$

$$\begin{array}{rcl} \text{CaCl}_2 & & \text{H}_2\text{O} \\ 2,7 \text{ mol} & - & 0,45 \text{ mol} \\ 1 \text{ mol} & - & x \end{array}$$

$$x = 6 \text{ moli}$$

Odpowiedź: Wzór chemiczny hydratu chlorku wapnia: $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$.

Sposób II

Można wykorzystać system stosowany do ustalania wzorów sumarycznych przy znanym stosunku wagowym składników, zapisując wzór hydratu w postaci $a\text{CaCl}_2 \cdot b\text{H}_2\text{O}$. Procent CaCl_2 w hydracie wyniesie: $100\% - 49,3\% = 50,7\%$.

Następnie wyznaczamy wartości a i b korzystając z następującej zależności:

$$a : b = \frac{50,7}{110,98} : \frac{49,3}{18,016}$$

$$a : b = 0,45 : 2,7$$

Wartości a, b otrzymane z równania muszą stanowić liczby całkowite. W tym celu otrzymane liczby ułamkowe (0,45 i 2,7) dzielimy przez największy wspólny dzielnik (0,45):

$$a : b = \frac{0,45}{0,45} : \frac{2,7}{0,45}$$

$$a : b = 1 : 6$$

Odpowiedź: Wzór hydratu: $\text{CaCl}_2 \cdot 6 \text{ H}_2\text{O}$.

4.2. Wyznaczanie uproszczonych i rzeczywistych wzorów związków chemicznych

Wzór uproszczony związku chemicznego zwany często empirycznym, wyraża najprostszy skład atomowy cząsteczki danego związku, odpowiadający jego składowi wagowemu. Na przykład uproszczony wzór chlorku rtęci(II) ma postać HgCl a wzorem rzeczywistym jest Hg₂Cl₂. Wzór związku chemicznego oblicza się znając masy molowe pierwiastków składowych i ich udziały procentowe w budowie związku.

W związkach nieorganicznych wzór najprostszy pokrywa się najczęściej z wzorem rzeczywistym związku. Na przykład najprostszy wzór tlenku azotu ma postać NO, wzór rzeczywisty również NO; najprostszy wzór kwasu azotowego HNO₃, rzeczywisty również HNO₃ itp. Najprostszy wzór pięciotlenku fosforu P₂O₅ nie pokrywa się jednak z wzorem rzeczywistym P₄O₁₀. W takich przypadkach, w celu ustalenia wzoru rzeczywistego, konieczna jest również znajomość masy molowej danego związku.

Najprostsze wzory związków chemicznych oblicza się dzieląc masy pierwiastków lub procentowe zawartości pierwiastków wchodzących w skład związku przez ich masy molowe.

Jeśli najprostszy wzór chemiczny związku ma postać ogólną X_aY_bZ_c, to stosunek ilości atomów poszczególnych pierwiastków w cząsteczce związku (a : b : c) jest równy stosunkowi ilości moli tych pierwiastków n_X : n_Y : n_Z w dowolnej masie związku (m_{XaYbZc}).

Wzór empiryczny związku X_aY_bZ_c można wyznaczyć w następujący sposób:

$$a : b : c = \frac{m_X}{M_X} : \frac{m_Y}{M_Y} : \frac{m_Z}{M_Z} \quad (1)$$

gdzie:

m_X, m_Y, m_Z - odpowiednio masy pierwiastków X, Y i Z w próbce związku (X_aY_bZ_c) o masie m (m_{XaYbZc} = m_X + m_Y + m_Z),

M_X, M_Y, M_Z - odpowiednio masy molowe pierwiastków X, Y i Z.

Jeśli znany jest skład procentowy związku chemicznego, do obliczeń bierzemy masę związku równą 100 g. Masy pierwiastków w 100 g związku równe są wówczas liczbowo ich zawartościom procentowym. Wyrażenie (1) można zapisać w postaci:

$$a : b : c = \frac{\%X}{M_X} : \frac{\%Y}{M_Y} : \frac{\%Z}{M_Z} \quad (2)$$

Ponieważ atomy we wzorach cząsteczek są niepodzielne, obliczone udziały molowe a : b : c należy wyrazić liczbami całkowitymi. W tym celu liczby ułamkowe dzieli się przez ich największy wspólny dzielnik. Otrzymane ilorazy podają liczby całkowite atomów poszczególnych pierwiastków w najprostszej cząsteczce związku chemicznego (patrz przykłady 5 i 6).

W celu wyznaczenia wzoru rzeczywistego związku chemicznego, niezbędna jest znajomość jego masy molowej. Porównując wartość doświadczalnie wyznaczonej masy molowej rzeczywistego związku (M) z masą molową obliczoną na podstawie

wzoru uproszczonego ($M_{x_a y_b z_c}$), można określić rzeczywistą liczbę atomów poszczególnych pierwiastków w cząsteczce związku, a tym samym wzór rzeczywisty.

$$\frac{M}{M_{x_a y_b z_c}} = n \quad (3)$$

gdzie:

n - wartość liczbową podająca, ile razy masa molowa związku chemicznego jest większa od masy molowej obliczonej na podstawie wzoru uproszczonego (n przyjmuje wartości liczb całkowitych).

Aby otrzymać wzór rzeczywisty, należy otrzymane wcześniej współczynniki stechiometryczne a , b i c pomnożyć przez n .

Jeśli masa molowa obliczona na podstawie wzoru uproszczonego jest równa wyznaczonej doświadczalnie masie molowej związku, to wzór empiryczny jest równocześnie wzorem rzeczywistym tego związku.

Przykład 5.

Wyznaczyć empiryczny i rzeczywisty wzór tlenku chloru o masie molowej 167 g/mol, wiedząc, że zawiera on 42,5% chloru.

Rozwiązanie

Zapisujemy uproszczony wzór związku chloru z tlenem w postaci ogólnej $Cl_a O_b$.

$M_{Cl} = 35,45$ g/mol, $M_O = 16,00$ g/mol.

Następnie wyznaczamy wartości a i b korzystając z następującej zależności:

$$a : b = \frac{42,5}{35,45} : \frac{57,5}{16,00}$$

$a : b = 1,19 : 3,59$

Wartości indeksów stechiometrycznych a , b otrzymane z równania muszą stanowić liczby całkowite. W tym celu otrzymane liczby ułamkowe (1,19 i 3,59) dzielimy przez największy wspólny dzielnik (1,19):

$$a : b = \frac{1,19}{1,19} : \frac{3,59}{1,19}$$

$a : b = 1 : 3$

Znajomość samego składu procentowego nie wystarcza do ustalenia wzoru sumarycznego (rzeczywistego), lecz pozwala tylko na obliczenie tzw. wzoru empirycznego (zwanego też najprostszym lub elementarnym) drogą wyznaczenia stosunku a do b z powyższego równania i wyrażenia tego stosunku w postaci możliwie najprostszych liczb całkowitych.

Wzór empiryczny związku: ClO_3

Wzór rzeczywisty (sumaryczny) jest jednym ze wzorów $Cl_a O_b$, w których stosunek a do b odpowiada stosunkowi we wzorze empirycznym. Ponieważ:

$$\frac{a}{b} = \frac{1}{3} = \frac{2}{6} = \frac{3}{9} \dots \text{ itd}$$

zatem wzór rzeczywisty jest jednym z serii: ClO_3 , Cl_2O_6 , Cl_3O_9 itd. Aby ze wzoru empirycznego przejść do wzoru rzeczywistego, musimy dysponować dodatkowymi informacjami, jak np. masa molowa.

W celu wyznaczenia wzoru rzeczywistego związku porównujemy wyznaczoną doświadczalnie masę molową związku (M) z masą molową obliczoną na podstawie wzoru empirycznego (M_{ClO_3}):

$$\frac{M}{M_{\text{ClO}_3}} = \frac{167}{(35,45 + 16 \cdot 3)} = \frac{167}{83,45} = 2$$

Ponieważ masa molowa związku jest dwa razy większa od masy molowej obliczonej na podstawie wzoru empirycznego, aby otrzymać wzór rzeczywisty, należy otrzymane wcześniej współczynniki stechiometryczne a i b pomnożyć przez 2.

Odpowiedź: Wzór rzeczywisty tego związku ma postać Cl_2O_6 .

Przykład 6.

Spalono 0,287 g substancji zawierającej węgiel, wodór i tlen, otrzymując 0,468 g dwutlenku węgla i 0,159 g wody. Ustalić wzór empiryczny spalanej substancji.

Rozwiązanie

$$M_{\text{CO}_2} = 44,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}, M_{\text{H}_2\text{O}} = 18,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Piszemy uproszczony poszukiwanego wzór związku w postaci ogólnej $\text{C}_a\text{H}_b\text{O}_c$. Obliczamy masy węgla (m_C), wodoru (m_H) i tlenu (m_O) zawarte w 0,287 g związku:

CO_2		C
44,01 g	—	12,01 g
0,468 g	—	x

$$x = 0,128 \text{ g C}$$

Masa węgla w 0,287 g związku wynosi: $m_C = 0,128 \text{ g}$

H_2O		2 H
18,016 g	—	$2 \cdot 1,008 \text{ g}$
0,159 g	—	x

$$x = 0,018 \text{ g H}$$

Masa wodoru w 0,287 g związku wynosi: $m_H = 0,018 \text{ g}$.

Masę tlenu (m_O) obliczamy, odejmując od masy związku (0,287 g) zawartą w nim masę węgla i wodoru:

$$m_O = 0,287 \text{ g} - (0,128 + 0,018) \text{ g}$$

$$m_O = 0,141 \text{ g}$$

Wyznaczamy wzór empiryczny związku:

$$a : b : c = \frac{0,128}{12,01} : \frac{0,018}{1,008} : \frac{0,141}{16,00}$$

$$a : b : c = 0,011 : 0,018 : 0,009$$

$$a : b : c = \frac{0,011}{0,011} : \frac{0,018}{0,011} : \frac{0,009}{0,011}$$

$$a : b : c = 1 : 1,63 : 0,82$$

$$a : b : c = \frac{1}{1,63} : \frac{1,63}{1,63} : \frac{0,82}{1,63}$$

$$a : b : c = 0,6 : 1 : 0,5$$

$$a : b : c = 6 : 10 : 5$$

Zatem stosunek $a : b : c = 6 : 10 : 5$. Wzór empiryczny $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$ nie musi być wzorem rzeczywistym (sumarycznym). Pomiar masy cząsteczkowej rozstrzyga, który ze wzorów szeregu $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$, $\text{C}_{12}\text{H}_{20}\text{O}_{10}$ itd. jest wzorem rzeczywistym.

Odpowiedź: Wzór empiryczny związku: $\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5$.

4.3. Obliczenia stechiometryczne oparte na równaniach reakcji chemicznych

Równania reakcji chemicznych mają znaczenie równań matematycznych, podają bowiem stosunki ilościowe pomiędzy reagującymi substancjami i powstającymi w reakcji produktami. Dlatego na podstawie równań chemicznych przeprowadza się wiele różnorodnych obliczeń o dużym praktycznym znaczeniu w wielu działach chemii. W ten sposób oblicza się np. wydajności procesów chemicznych oraz ilości substratów niezbędne do otrzymania pożądaných ilości produktów.

Jeśli reakcja nie przebiega do końca, w obliczeniach stechiometrycznych należy uwzględnić wydajność reakcji.

Wydajność reakcji chemicznej (%W) jest to stosunek ilości produktu otrzymanego podczas reakcji chemicznej do teoretycznej ilości tego produktu obliczonej z równania reakcji chemicznej:

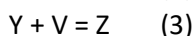
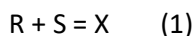
$$\%W = \frac{m_{\text{otrzymana}}}{m_{\text{teoretyczna}}} \cdot 100\% \quad (4)$$

lub

$$\begin{array}{rcl} m_{\text{teoretyczna}} & - & 100\% \\ m_{\text{otrzymana}} & - & \%W \end{array}$$

Przyjmuje się, że reakcja przebiegła ze 100% wydajnością, jeżeli całkowicie przereagował ten substrat, w stosunku do którego pozostałe substraty są w nadmiarze.

Gdy proces otrzymywania danego produktu przebiega w kilku etapach, na przykład:



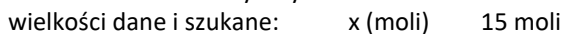
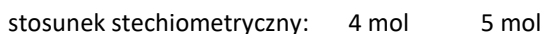
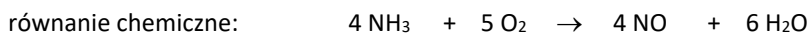
a wydajności poszczególnych reakcji wynoszą W_1 , W_2 i W_3 , to wydajność całkowita procesu równa jest iloczynowi wydajności poszczególnych reakcji:

$$W = W_1 \cdot W_2 \cdot W_3$$

Przykład 7.

Ile mol amoniaku (NH_3) przereaguje z 15 moli tlenu, jeżeli produktami reakcji są: tlenek azotu(II) i para wodna?

Rozwiązanie



$$x = 12 \text{ moli NH}_3$$

Odpowiedź: Przereaguje 12 moli amoniaku.

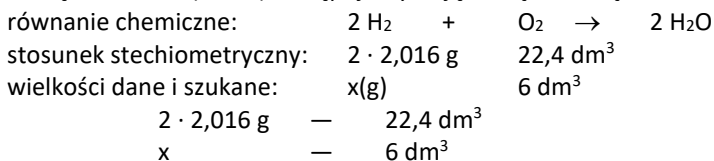
Wagowy stosunek stechiometryczny reagentów

Przykład 8.

Ile gramów wodoru przereaguje z 6 dm³ tlenu (warunki normalne)?

Rozwiązanie

Stosunek stechiometryczny określamy liczbą gramów wodoru do liczby moli tlenu, przy czym liczbę moli tlenu (1 mol) zastępujemy objętością molową 22,4 dm³:



$$x = 1,08 \text{ g H}_2$$

Odpowiedź: Przereaguje 1,08 g wodoru.

Przykład 9.

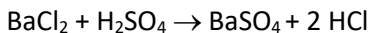
Ile gramów bezwodnego chlorku baru i 10,0% roztworu kwasu siarkowego(VI) potrzeba do otrzymania 5,00 g BaSO₄?

Rozwiązanie

$$M_{\text{BaCl}_2} = 208,24 \text{ g/mol}$$

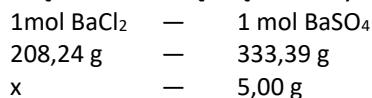
$$M_{\text{BaSO}_4} = 333,39 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98,08 \text{ g/mol}$$



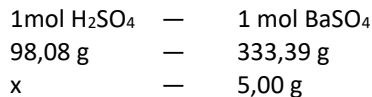
Z reakcji wynika, że otrzymanie 1 mola BaSO₄ wymaga przereagowania 1 mola chlorku baru i 1 mola kwasu siarkowego(VI).

Obliczamy masę BaCl₂ niezbędną do otrzymania 5,00 g BaSO₄:



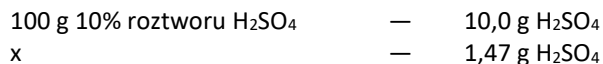
$$x = 3,12 \text{ g BaCl}_2$$

Masę czystego kwasu siarkowego(VI) potrzebnego do reakcji obliczamy z proporcji:



$$x = 1,47 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Obliczamy masę 10,0% roztworu kwasu siarkowego(VI) zawierającą 1,47 g czystego H₂SO₄:



$$x = 14,7 \text{ g 10\% roztworu H}_2\text{SO}_4$$

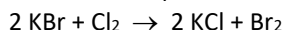
Odpowiedź: W celu otrzymania 5,00 g BaSO₄ potrzeba 3,12 g bezwodnego chlorku baru i 14,7 g 10,0% roztworu kwasu siarkowego(VI).

Przykład 10.

17,5 g bromku potasu poddano działaniu gazowego chloru. Ile gramów chloru należy użyć w tej reakcji, aby całkowicie przeprowadzić bromek potasu w chlorek potasu, jeśli straty chloru wynoszą 8%?

Rozwiązanie

Równanie reakcji otrzymywania chlorku potasu możemy zapisać jako:



Obliczamy niezbędną stechiometrycznie ilość chloru do przeprowadzenia 17,5 g KBr w chlorek potasu:

2 mole KBr		1 mol Cl ₂	
2 · 119,0 g	—	70,90 g	
17,5 g	—	x	
			x = 5,2 g Cl ₂

Ponieważ straty chloru wynoszą 8%, obliczona niezbędną stechiometrycznie ilość chloru (5,2 g) będzie stanowiła 92% użytej w reakcji masy chloru. Szukaną masę chloru oznaczamy przez y i układamy proporcję:

5,2 g		92%	
y	—	100%	
			y = 5,6 g Cl ₂

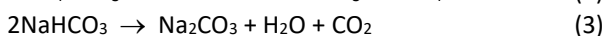
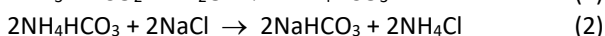
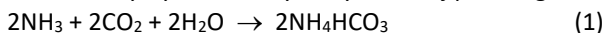
Odpowiedź: W reakcji należy użyć 5,6 g chloru.

Przykład 11.

Z 1000 kg chlorku sodu otrzymano metodą Solvaya 730 kg sody bezwodnej (kalcynowanej, Na₂CO₃). Jaka jest wydajność metody wyrażona w procentach?

Rozwiązanie

Proces otrzymywania sody kalcynowanej przebiega w trzech etapach:



Z równań poszczególnych etapów procesu wynika, że na produkcję 1 mola sody zużywa się 2 mole chlorku sodu.

Obliczamy masę Na₂CO₃ jaką można teoretycznie otrzymać z 1000 kg NaCl:

na 2 mol NaCl przypada 1 mol Na ₂ CO ₃			
2 · 58,44 g		105,99 g	
1000 kg	—	x	
			x = 906,8 kg Na ₂ CO ₃

Tyle sody [kg] otrzymuje się teoretycznie z 1000 kg chlorku sodu.

Jeżeli 906,8 kg Na₂CO₃ jest 100%-ową wydajnością procesu, to 730 kg wyprodukowanej sody stanowi W%-ową wydajność, tzn.:

906,8 kg		100%	
730 kg	—	W%	
			W = 80,5%

lub

$$\%W = \frac{m_{otrzymana}}{m_{teoretyczna}} \cdot 100\%$$
$$\%W = \frac{730 \text{ kg}}{906,8 \text{ kg}} \cdot 100\% = 80,5\%$$

Odpowiedź: Wydajność procesu wynosi 80,5%.

Przykłady do samodzielnego rozwiązania

1. Obliczyć skład procentowy siarczku żelaza(II) (FeS).
2. Obliczyć zawartość procentową rtęci w tlenku rtęci(II) (HgO).
3. Obliczyć zawartość procentową siarczanu(VI) potasu w ałunie o wzorze: $(K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O)$.
4. Obliczyć zawartość procentową tlenku sodu w Na_2CO_3 .
5. Obliczyć masę żelaza zawartą w 25,0 g tlenku żelaza(III) (Fe_2O_3).
6. Obliczyć zawartość procentową cyny w mieszaninie zawierającej 40,0% siarczku cyny(II) (SnS) i 60,0% siarczku cyny(IV) (SnS_2).
7. Obliczyć masę mieszaniny o składzie: 30,0% CaO i 70,0% $CaCO_3$ zawierającą 4,95 g wapnia.
8. Obliczyć zawartość procentową tlenku magnezu w magnezycie (minerał którego głównym składnikiem jest $MgCO_3$), jeśli zanieczyszczenia minerału wynoszą 14,2%.
9. W jakiej ilości naturalnego wapienia ($CaCO_3$) zawierającego 12% zanieczyszczeń znajduje się 149 kg CaO?
10. Wyznaczyć wzory rzeczywiste związków manganu z tlenem o następującej zawartości procentowej manganu:
 - a) 77,45% Mn,
 - b) 69,60% Mn,
 - c) 63,19% Mn.Wzory empiryczne tych związków są równocześnie wzorami rzeczywistymi.
11. Tlenowy kwas siarki zawiera 1,04% H, 33,03% S i 65,93% tlenu. Masa cząsteczkowa tego kwasu wynosi 194,14 u. Wyznaczyć wzór rzeczywisty tego związku.

12. Podczas spalania 2,30 g związku organicznego składającego się z węgla, wodoru i tlenu otrzymano 4,40 g CO₂ i 2,70 g H₂O. Wyznaczyć wzór rzeczywisty tego związku, jeśli wiadomo, że gęstość jego par jest 1,44 razy większa od gęstości tlenu w tych samych warunkach temperatury i ciśnienia.
13. Jakie objętości tlenu i wodoru zmierzone w warunkach normalnych potrzebne są do otrzymania 36,0 g wody?
14. Ile gram stopu zawierającego 88,0% srebra należy rozpuścić w kwasie azotowym(V), aby otrzymać 0,200 dm³ 0,100 mol/dm³ roztworu AgNO₃?
15. Ile gramów magnezu i ile gramów siarki użyto w reakcji syntezy siarczku magnezu z pierwiastków, jeśli po reakcji otrzymano 29,0 g mieszaniny zawierającej 90,0% MgS i 10,0% S?
16. 9,20 g metalicznego sodu rozpuszczono w 50,0 g wody. Obliczyć stężenie procentowe wodorotlenku sodu w otrzymanym roztworze.
17. Obliczyć masę [g] wody, w jakiej należy rozpuścić 11,73 g metalicznego potasu, aby otrzymać 32,7% roztwór wodorotlenku potasu.
18. Ile gramów 25,0% roztworu kwasu siarkowego(VI) potrzeba do zobojętnienia roztworu zawierającego 2,00 g NaOH i 3,00 g KOH?
19. Jaką objętość 2,00 molowego roztworu HCl należy użyć w celu zobojętnienia roztworu otrzymanego w wyniku reakcji 100 g wody z 0,500 g mieszaniny tlenków zawierającej 20,0% Li₂O i 80,0 % K₂O?
20. Obliczyć objętość 1,00 mol/dm³ roztworu CaCl₂ jaką należy użyć, aby w reakcji z roztworem węglanu sodu (nadmiar) otrzymać 5,00 g CaCO₃, jeśli wydajność tej reakcji wynosi 83,3%.
21. W wyniku działania suchego gazowego chlorowodoru na drobno sproszkowany chrom metaliczny otrzymano 12,0 g bezwodnego chlorku chromu(II) (CrCl₂). Ile gramów gazowego chlorowodoru użyto w reakcji, jeśli jego straty wynoszą 10%?

oprac. Eleonora Sočo

5. REAKCJE UTLENIANIA I REDUKCJI

5.1. Wprowadzenie i pojęcia podstawowe

Reakcje utleniania-redukcji, zwane inaczej reakcjami redoks, są to reakcje chemiczne przebiegające z wymianą elektronów, w których zmienia się stopień utlenienia co najmniej dwóch atomów różnych pierwiastków lub tego samego pierwiastka.

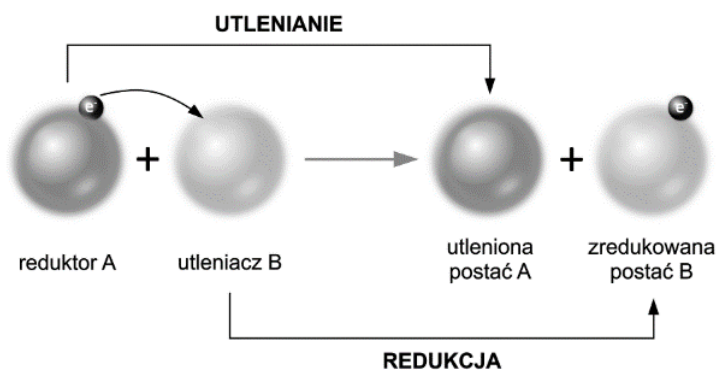
Stopień utlenienia jest pojęciem umownym i jest podawany liczbą pisaną cyframi rzymskimi (patrz rozdz. 1). Dla pierwiastka danego związku chemicznego jest to liczba dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych, jakie zostałyby przypisane atomom tego pierwiastka, gdyby wszystkie wiązania utworzone przez atom były jonowe.

Należy podkreślić, że atomy tego samego pierwiastka w różnych związkach chemicznych mogą występować na różnych stopniach utlenienia, dlatego wyznaczając stopień utlenienia stosuje się następujące reguły obliczania stopni utlenienia:

- atomy (cząsteczki) pierwiastków w stanie wolnym mają zawsze stopień utlenienia równy zero,
- suma stopni utlenienia wszystkich atomów wchodzących w skład cząsteczki jest równa zero,
- suma stopni utlenienia wszystkich atomów wchodzących w skład jonu jest równa ładunkowi jonu,
- fluor w związkach ma zawsze stopień utlenienia równy $-I$,
- tlen w związkach ma na ogół stopień utlenienia równy $-II$, ale w nadtlenkach (np. Na_2O_2) stopień ten wynosi $-I$, w ponadtlenkach (np. KO_2) jest równy $-\frac{1}{2}$, a w cząsteczce fluorku tlenu (OF_2) II ,
- wodór w związkach, w większości przypadków, ma stopień utlenienia równy I , ale w wodorkach litowców i berylowców stopień ten wynosi $-I$,
- litowce w związkach chemicznych mają zawsze stopień utlenienia I , a berylowce II ,
- atomy metali w związkach przyjmują dodatnie stopnie utlenienia,
- w cząsteczce związku chemicznego dodatni stopień utlenienia ma atom o niższej elektroujemności, a ujemny – atom o wyższej elektroujemności (czyli bardziej elektroujemny).

W reakcjach chemicznych typu redoks zawsze równocześnie przebiegają procesy utleniania oraz redukcji i nie jest możliwym występowanie tylko reakcji utleniania lub tylko reakcji redukcji.

Reakcje redoks charakteryzują się wymianą elektronów pomiędzy sprzężonymi parami utleniacz-forma zredukowana i reduktor-forma utleniona, co przedstawiono w następujący, schematyczny sposób:



Zatem reduktor A jest dawcą elektronu. Oddaje on swój elektron utleniaczowi B, w wyniku czego utlenia się do utlenionej postaci A (utrata elektronu). Utleniacz B przyjmuje elektron od reduktora A, w wyniku czego redukuje się do zredukowanej postaci B (przyjęcie elektronu).

Podsumowując, reakcje utleniania i redukcji charakteryzują następujące pojęcia:

- **utlenianie** – proces podwyższania stopnia utlenienia na skutek oddawania elektronów,
- **redukcja** - proces obniżania stopnia utlenienia na skutek przyjmowania elektronów,
- **utleniacz** – pierwiastek, cząsteczka lub jon, których atomy ulegają redukcji, przyjmują elektrony i obniżają stopień utlenienia,
- **reduktor** – pierwiastek, cząsteczka lub jon, których atomy ulegają utlenianiu, oddają elektrony i podwyższają stopień utlenienia,
- **forma utleniona** – cząstka chemiczna, która powstała w wyniku zwiększenia stopnia utlenienia,
- **forma zredukowana** - cząstka chemiczna, która powstała w wyniku obniżenia stopnia utlenienia,
- **gramorównoważnik utleniacza** – wyraża stosunek masy cząsteczkowej utleniacza (podanej w gramach) do liczby elektronów pobranych przez jedną cząsteczkę w danym procesie redukcji,
- **gramorównoważnik reduktora** – wyraża stosunek masy cząsteczkowej reduktora (podanej w gramach) do liczby elektronów oddanych przez jedną cząsteczkę w danym procesie utlenienia,

- **amfotery redoks** - substancje zawierające pierwiastki na pośrednich stopniach utlenienia, które w obecności silniejszego reduktora mogą wykazywać właściwości utleniające, a w obecności silniejszego utleniacza właściwości redukujące,
- **zwykła reakcja redoks** – reakcja utleniania i redukcji, w której atomy utleniacza i reduktora występują w różnych substancjach chemicznych,
- **reakcja dysproporcjonowania** – reakcja utleniania i redukcji, w której atomy pobierające i oddające elektrony występują w tej samej substancji chemicznej i są to atomy tego samego pierwiastka, na tym samym stopniu utlenienia,
- **reakcja synproporcjonowania** - reakcja utleniania i redukcji, w której atomy tego samego pierwiastka występują w różnych cząsteczkach na dwóch różnych stopniach utlenienia i przechodzą na jeden wspólny, pośredni stopień utlenienia.

5.2. Typowe utleniacze i reduktory

Utleniaczami mogą być substancje, które mają możliwość obniżenia swojego stopnia utlenienia. Wśród nich można wyróżnić:

- pierwiastki najbardziej elektroujemne, takie jak fluor, tlen, ozon, chlor i brom (stosowane w postaci roztworów wodnych jako tzw. woda chlorowa i bromowa),
- związki chemiczne zawierające pierwiastki, których atomy mogą obniżyć swój stopień utlenienia.

Do najsilniejszych utleniaczy zaliczane są te związki chemiczne, w których pierwiastki występują na swoich maksymalnych stopniach utlenienia. Przykładami najczęściej stosowanych utleniaczy są: nadtlenek wodoru (H_2O_2), manganian(VII) potasu (KMnO_4), kwas azotowy(V) (HNO_3), kwas chlorowy(VII) (HClO_4), dichromian(VI) potasu ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$).

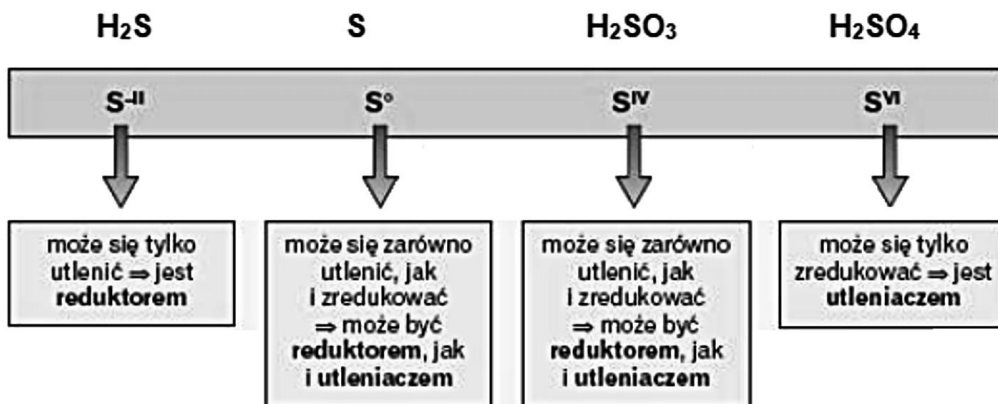
Reduktorami mogą być substancje, które mają możliwość podwyższenia swojego stopnia utlenienia. Wśród nich można wyróżnić:

- pierwiastki najbardziej elektrododatnie, takie jak wodór, węgiel, sód, czy potas,
- związki chemiczne zawierające pierwiastki, których atomy mogą podwyższyć swój stopień utlenienia.

Do najsilniejszych reduktorów należą te związki chemiczne, w których pierwiastki występują na minimalnych stopniach utlenienia. Przykłady reduktorów to: metale alkaliczne i ich wodorki, azotan(III) potasu (KNO_2), tlenek siarki(IV) (SO_2), chlorek cyny(II) (SnCl_2).

W przypadku gdy pierwiastek występuje na kilku stopniach utlenienia, to substancja zawierająca pierwiastek na najniższym stopniu utlenienia może być wyłącznie reduktorem, a na najwyższym – wyłącznie utleniaczem. Na pośrednich

stopniach utlenienia substancja może zachowywać się jako utleniacz lub reduktor w zależności od środowiska reakcji, czyli być amfoterem redoks. Jako przykład podano poniżej różne związki chemiczne siarki:



5.3. Metody bilansowania równań reakcji redoks

Dobór współczynników stechiometrycznych w równaniach reakcji typu redoks wymaga przeprowadzenia bilansu elektronowego. Znane są dwie metody bilansowania:

- metoda uwzględniania stopni utlenienia,
- metoda równań połówkowych (metoda bilansu jonowo-elektronowego).

5.3.1. Metoda uwzględniania stopni utlenienia

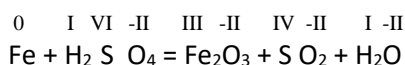
Jest to prosta metoda bilansowania, która może być stosowana do bilansowania reakcji redoks zarówno w zapisie jonowym jak i cząsteczkowym. Ograniczeniem tej metody jest jednak fakt, że może być stosowana tylko w przypadku, gdy jest możliwe jednoznaczne ustalenie stopni utlenienia atomów, tj. wyrażonych liczbami całkowitymi. Ponadto metoda ta charakteryzuje się tym, że w zapisie równań reakcji utlenienia i redukcji wymienia się tylko i wyłącznie atomy (nie jony lub cząsteczki) zmieniające stopień utlenienia oraz liczbę wymienianych elektronów.

Szczegółowo tok postępowania w bilansowaniu metodą uwzględniania stopni utlenienia przedstawiono na przykładach poniżej.

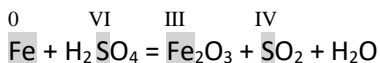
Przykład 1.

Zbilansować następującą reakcję: $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ metodą uwzględniania stopni utlenienia. (przykład reakcji redoks w zapisie cząsteczkowym z jednym utleniaczem i jednym reduktorem)

1. Wyznaczenie stopni utlenienia wszystkich atomów w równaniu reakcji



2. Ustalenie, które atomy zmieniły stopień utlenienia i w jaki sposób



Atom żelaza podwyższa stopień utlenienia z 0 na III, czyli ulega utlenieniu (reduktor). Atom siarki obniża stopień utlenienia z VI na IV, czyli ulega redukcji (utleniacz).

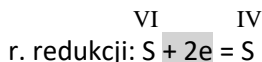
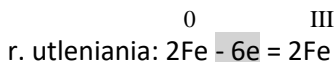
3. Wstępny zapis równań reakcji utlenienia i redukcji



4. Bilans atomów uwzględniający stechiometrię związków chemicznych, w których występują atomy zmieniające stopień utlenienia



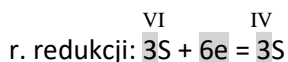
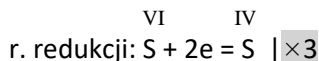
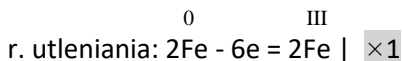
5. Ustalenie ilości elektronów oddanych przez reduktor w reakcji utlenienia i pobranych przez utleniacz w reakcji redukcji



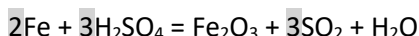
Podwyższenie stopnia utlenienia atomu żelaza z 0 na III wiązałoby się z oddaniem 3 elektronów. Ponieważ dwa atomy żelaza ulegają utlenieniu, łącznie w reakcji utlenienia oddanych zostaje 6 elektronów.

Obniżenie stopnia utlenienia atomu siarki z VI na IV związane jest przyjęciem 2 elektronów.

6. Bilans elektronów wymienianych w reakcji utlenienia i redukcji poprzez dobór najmniejszych liczb całkowitych przez które należy pomnożyć równania, aby zrównać liczby elektronów oddawanych i pobieranych i przemnożenie stron równania

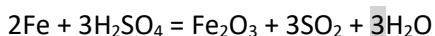


7. Przeniesienie współczynników z równań utleniania i redukcji do równania reakcji



8. Dobór współczynników stechiometrycznych dla pozostałych reagentów zarówno po stronie substratów jak i produktów, aby po obu stronach równania reakcji liczby atomów pozostałych pierwiastków, nieuwzględnionych w równaniach utleniania i redukcji, były jednakowe

Po lewej stronie równania jest 6 atomów wodoru. Aby była zachowana równość, po prawej stronie równania brakuje 4 atomy wodoru w postaci dwóch dodatkowych cząsteczek wody, zatem należy dopisać współczynnik stechiometryczny 3 przed cząsteczką wody.



Zbilansowano liczbę atomów żelaza, siarki i wodoru, dlatego należy sprawdzić jeszcze liczbę atomów tlenu występujących po obu stronach równania:

$$L: 3 \times 2 = 12 \quad \text{atomów tlenu}$$

$$P: 3 \times 1 + 3 \times 2 + 3 \times 1 = 12 \quad \text{atomów tlenu}$$

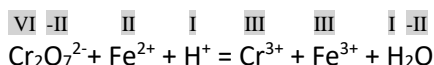
Ponieważ liczba atomów tlenu po obu stronach równania jest taka sama, można stwierdzić, że równanie zostało poprawnie zbilansowane.

Przykład 2.

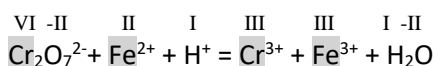
Zbilansować następującą reakcję: $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{Fe}^{2+} + \text{H}^+ = \text{Cr}^{3+} + \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$ metodą uwzględniania stopni utlenienia. (przykład reakcji redoks w zapisie jonowym z jednym utleniaczem i jednym reduktorem)

Bilansowanie równań reakcji w zapisie jonowym metodą uwzględniania stopni utlenienia prowadzi się w sposób analogiczny do bilansu dla równań reakcji w zapisie cząsteczkowym, ale oprócz bilansu atomów należy dodatkowo sprawdzić bilans ładunków, tj. czy suma ładunków jonów występujących po obu stronach równania jest taka sama.

1. Wyznaczenie stopni utlenienia wszystkich atomów w równaniu reakcji



2. Ustalenie, które atomy zmieniły stopień utlenienia i w jaki sposób

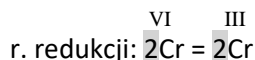


Atom żelaza podwyższa stopień utlenienia z II na III, czyli ulega utlenieniu (reduktor). Atom chromu obniża stopień utlenienia z VI na III, czyli ulega redukcji (utleniacz).

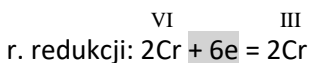
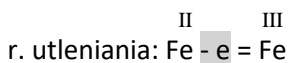
3. Wstępny zapis równań reakcji utlenienia i redukcji



4. Bilans atomów uwzględniający stechiometrię związków chemicznych, w których występują atomy zmieniające stopień utlenienia



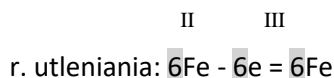
5. Ustalenie ilości elektronów oddanych przez reduktor w reakcji utlenienia i pobranych przez utleniacz w reakcji redukcji



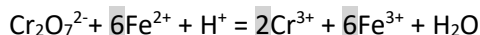
Podwyższenie stopnia utlenienia atomu żelaza z II na III wiąże się z oddaniem 1 elektronu.

Obniżenie stopnia utlenienia atomu chromu z VI na III wiązałoby się z przyjęciem 3 elektronów. Ponieważ dwa atomy chromu ulegają redukcji łącznie w reakcji redukcji przyjętych zostaje 6 elektronów.

6. Bilans elektronów wymienianych w reakcji utlenienia i redukcji poprzez dobór najmniejszych liczb całkowitych przez które należy pomnożyć równania, aby zrównać liczby elektronów oddawanych i pobieranych i przemnożenie stron równania

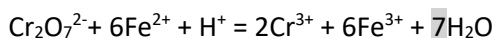


7. Przeniesienie współczynników z równań utleniania i redukcji do równania reakcji



8. Dobór współczynników stechiometrycznych dla pozostałych reagentów zarówno po stronie substratów jak i produktów, aby po obu stronach równania reakcji liczby atomów pozostałych pierwiastków, nieuwzględnionych w równaniach utleniania i redukcji, były jednakowe

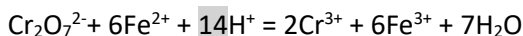
Mając na uwadze wprowadzone współczynniki, po lewej stronie równania jest już zdefiniowana ilość atomów tlenu, która wynosi 7. Aby była zachowana równość, po prawej stronie równania brakuje 6 atomów tlenu w postaci sześciu dodatkowych cząsteczek wody, zatem należy dopisać współczynnik stechiometryczny 7 przed cząsteczką wody.



Zbilansowano liczbę atomów żelaza, chromu i tlenu, dlatego należy sprawdzić jeszcze liczbę atomów wodoru występujących po obu stronach równania:

L: 1 atom wodoru
P: $7 \times 2 = 14$ atomów wodoru

Ze względu na niedobór atomów wodoru po lewej stronie równania należy dopisać współczynnik stechiometryczny 14 przy jonach wodorowych:



Liczba wszystkich atomów po obu stronach równaniach jest taka sama, ale należy jeszcze sprawdzić czy zgadza się bilans ładunków:

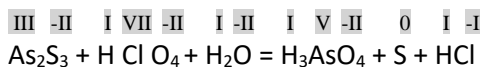
L: $(-2) + 6 \times 2 + 14 \times 1 = 24$
P: $2 \times 3 + 6 \times 3 = 24$

Ładunek jest po obu stronach równaniach taki sam, więc równanie zostało poprawnie zbilansowane.

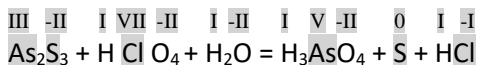
Przykład 3.

Zbilansować następującą reakcję: $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{AsO}_4 + \text{S} + \text{HCl}$ metodą uwzględniania stopni utlenienia. (przykład reakcji redoks w zapisie cząsteczkowym z różną liczbą utleniaczy i reduktorów)

1. Wyznaczenie stopni utlenienia wszystkich atomów w równaniu reakcji



2. Ustalenie, które atomy zmieniły stopień utlenienia i w jaki sposób



Atom arsenu podwyższa stopień utlenienia z III na V oraz atom siarki podwyższa stopień utlenienia z -II na 0, czyli ulegają utlenieniu (reduktory). Atom chloru obniża stopień utlenienia z VII na -I, czyli ulega redukcji (utleniacz).

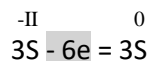
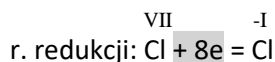
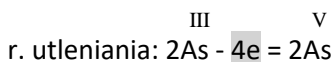
3. Wstępny zapis równań połówkowych reakcji utlenienia i redukcji



4. Bilans atomów uwzględniający stechiometrię związków chemicznych, w których występują atomy zmieniające stopień utlenienia

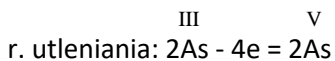


5. Ustalenie ilości elektronów oddanych przez reduktor w reakcji utlenienia i pobranych przez utleniacz w reakcji redukcji

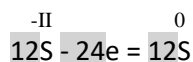
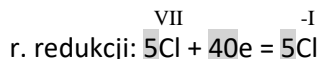
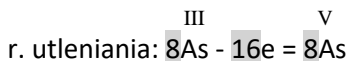
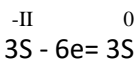
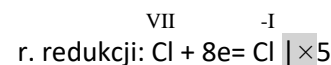


6. Bilans elektronów wymienianych w reakcji utlenienia i redukcji poprzez dobór najmniejszych liczb całkowitych przez które należy pomnożyć równania, aby zrównać liczby elektronów oddawanych i pobieranych i przemnożenie stron równania

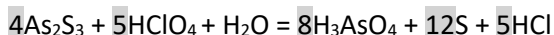
W przypadku występowania kilku reduktorów lub kilku utleniaczy należy uwzględnić sumaryczną liczbę oddanych lub przyjętych przez nie elektronów:



-10e | ×4

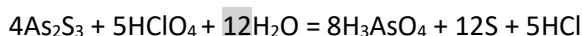


7. Przeniesienie współczynników z równań utleniania i redukcji do równania reakcji



8. Dobór współczynników stechiometrycznych dla pozostałych reagentów zarówno po stronie substratów jak i produktów, aby po obu stronach równania reakcji liczby atomów pozostałych pierwiastków, nieuwzględnionych w równaniach utleniania i redukcji, były jednakowe

Mając na uwadze wprowadzone współczynniki, po prawej stronie równania jest już zdefiniowana ilość atomów wodoru, która wynosi 29. Aby była zachowana równość, po lewej stronie równania brakuje 24 atomów wodoru w postaci dwunastu dodatkowych cząsteczek wody, zatem należy dopisać współczynnik stechiometryczny 12 przed cząsteczką wody:



Zbilansowano liczbę atomów arsenu, siarki, chloru i wodoru, dlatego należy sprawdzić jeszcze liczbę atomów tlenu występujących po obu stronach równania:

$$\text{L: } 5 \times 4 + 12 \times 1 = 32 \quad \text{atomy tlenu}$$

$$\text{P: } 8 \times 4 = 32 \quad \text{atomy tlenu}$$

Ponieważ liczba atomów tlenu po obu stronach równania jest taka sama, można stwierdzić, że równanie zostało poprawnie zbilansowane.

5.3.2. Metoda równań połówkowych

Jest to metoda, która może być stosowana do bilansowania reakcji redoks w zapisie jonowym. Metodą tą można przeprowadzić bilans elektronowy dla reakcji cząsteczkowej pod warunkiem wcześniejszego przejścia na zapis jonowy tej reakcji. Zastosowanie metody równań połówkowych umożliwia uniknięcie problemu związanego z przypadkami występowania niejednoznacznych stopni utlenienia w niektórych cząsteczkach i jonach, ponieważ do ułożenia połówkowych reakcji utleniania i redukcji nie jest konieczne dokładne określenie stopni utleniania atomów zmieniających stopień utlenienia. Wystarczającym jest ustalenie cząsteczek i jonów, które są utleniaczami i reduktorami oraz odpowiadających im cząsteczek lub jonów stanowiących formę zredukowaną i formę utlenioną. W przypadku tej metody ważnym jest poprawne ustalenie środowiska przebiegu reakcji, od którego zależy sposób bilansowania liczby atomów wodoru i tlenu w reakcjach połówkowych. W środowisku zasadowym wspomniany bilans wykonuje się dopisując jony OH^- i cząsteczki H_2O . Nie można natomiast wprowadzać jonów H^+ . W środowisku kwasowym liczbę atomów wodoru i tlenu bilansuje się dopisując jony H^+ i cząsteczki H_2O . Nie można natomiast wprowadzać jonów OH^- .

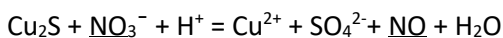
W zapisie połówkowych równań reakcji utleniania i redukcji uwzględnia się zatem całe jony lub cząsteczki zawierające atomy zmieniające stopień utlenienia, liczbę wymienianych elektronów oraz w razie potrzeby jony H^+ i OH^- oraz cząsteczki H_2O .

Szczegółowo tok postępowania w bilansowaniu metodą równań połówkowych przedstawiono na przykładach poniżej.

Przykład 4.

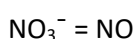
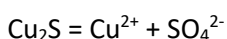
Zbilansować następującą reakcję: $\text{Cu}_2\text{S} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ metodą równań połówkowych. (przykład reakcji redoks przebiegającej w środowisku kwaśnym)

1. Wskazanie cząsteczek i jonów ulegających przemianie chemicznej w rozpatrywanej reakcji

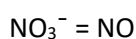


W podanym przykładzie Cu_2S ulega przemianie na Cu^{2+} i SO_4^{2-} . Natomiast NO_3^- przechodzi w NO .

2. Zapis schematu równań połówkowych reakcji

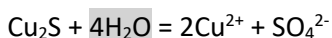


3. Sprawdzenie i ewentualne uzupełnienie bilansu atomów (oprócz atomów tlenu i wodoru)



4. Bilans liczby atomów tlenu i wodoru w reakcjach połówkowych reakcji redoks przebiegającej w środowisku kwaśnym za pomocą jonów H^+ i cząsteczek H_2O :

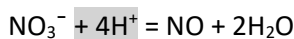
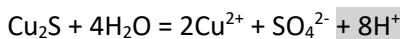
Bilans masowy rozpoczyna się od zbilansowania liczby atomów tlenu. W tym celu ustala się po której stronie równania połówkowego występuje niedobór tlenu. W środowisku kwaśnym liczbę brakujących atomów tlenu po danej stronie równania uzupełnia się cząsteczkami wody w ilości odpowiadającej niedoborowi atomów tlenu.



Po stronie lewej połówkowej reakcji wystąpił niedobór 4 atomów tlenu, który uzupełniono wprowadzeniem 4 cząsteczek wody.

Po stronie prawej połówkowej reakcji wystąpił niedobór 2 atomów tlenu, który uzupełniono wprowadzeniem 2 cząsteczek wody.

Po zbilansowaniu liczby atomów tlenu po jednej ze stron równania połówkowego za pomocą cząsteczek wody pojawia się po tej samej stronie nadmiar atomów wodoru. W celu zbilansowania liczby atomów wodoru, po przeciwnej, do tej w której wprowadzono cząsteczki wody, stronie równania dopisuje się jony H^+ w odpowiedniej liczbie.



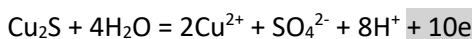
Po stronie lewej tej reakcji wystąpił nadmiar 8 atomów wodoru, który zbilansowano wprowadzeniem 8 jonów wodorowych po stronie prawej.

Po prawej stronie tej reakcji wystąpił nadmiar 4 atomów wodoru, który zbilansowano wprowadzeniem 4 jonów wodorowych po stronie lewej.

5. Bilans każdego z równań półkowych pod względem ładunku

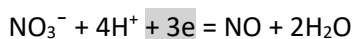
Po poprawnie wykonanym bilansie atomów należy określić ładunek każdej ze stron równania utleniania i redukcji, a następnie wyrównać ładunek wprowadzeniem odpowiedniej liczby elektronów po właściwej stronie równania półkowego. Po wprowadzeniu liczby elektronów możliwe jest określenie, która reakcja półkowa jest reakcją utleniania (elektrony dodane po stronie prawej), a która reakcją redukcji (elektrony dodane po lewej stronie równania).

r. półkowa utleniania:



Po stronie lewej półkowej reakcji utleniania ładunek wynosi zero, natomiast po prawej +10. Aby wyrównać ładunek, po stronie prawej wprowadzono 10 elektronów.

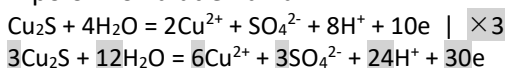
r. półkowa redukcji:



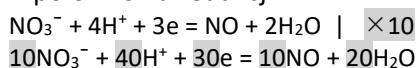
Po stronie lewej półkowej reakcji redukcji ładunek wynosi +3, natomiast po prawej 0. Aby wyrównać ładunek, po stronie lewej wprowadzono 3 elektrony.

6. Bilans elektronów wymienianych w reakcji utleniania i redukcji poprzez dobór najmniejszych liczb całkowitych przez które należy pomnożyć równania półkowe, aby zrównać liczby elektronów oddawanych i pobieranych oraz przemnożenie stron równania

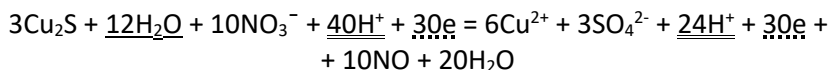
r. półkowa utleniania:



r. półkowa redukcji:



7. Dodanie stronami obu równań półkowych, redukcja liczby elektronów, cząsteczek i jonów występujących po obu stronach równania oraz sprawdzenie bilansu masy i ładunku



Liczba wszystkich atomów po obu stronach równań jest taka sama. Bilans ładunku po obu stronach równania jest następujący:

$$\text{L: } (-10) + 16 = 6$$

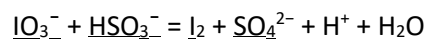
$$\text{P: } 6 \times 2 + 3 \times (-2) = 6$$

Ponieważ ładunek jest po obu stronach równań taki sam, można stwierdzić, że równanie zostało poprawnie zbilansowane.

Przykład 5.

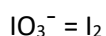
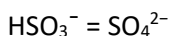
Zbilansować następującą reakcję: $\text{IO}_3^- + \text{HSO}_3^- = \text{I}_2 + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}$ metodą równań półkowych. (przykład reakcji redoks przebiegającej w środowisku kwaśnym)

1. Wskazanie cząsteczek i jonów ulegających przemianie chemicznej w rozpatrywanej reakcji

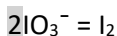
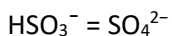


W podanym przykładzie jon HSO_3^- ulega przemianie w jon SO_4^{2-} . Natomiast jon IO_3^- przechodzi w wolny jod (I_2).

2. Zapis schematu równań półokwowych

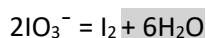
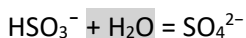


3. Sprawdzenie i ewentualne uzupełnienie bilansu atomów (oprócz atomów tlenu i wodoru)

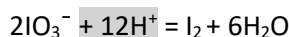
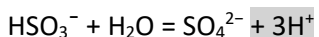


4. Bilans liczby atomów tlenu i wodoru w reakcjach półokwowych reakcji redoks przebiegającej w środowisku kwaśnym za pomocą jonów H^+ i cząsteczek H_2O

- bilans liczby atomów tlenu

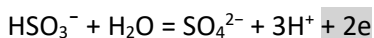


- bilans liczby atomów wodoru

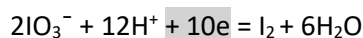


5. Bilans każdego z równań półokwowych pod względem ładunku

r. półokwowa utleniania:

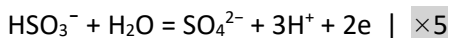


r. półokwowa redukcji:

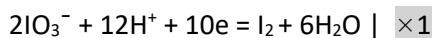


6. Bilans elektronów wymienianych w reakcji utlenienia i redukcji poprzez dobór najmniejszych liczb całkowitych przez które należy pomnożyć równania półokwowe, aby zrównać liczby elektronów oddawanych i pobieranych oraz przemnożenie stron równania

r. półokwowa utleniania:



r. półokwowa redukcji:



7. Dodanie stronami obu równań półokwowych, redukcja liczby elektronów, cząsteczek i jonów występujących po obu stronach równania oraz sprawdzenie bilansu masy i ładunku



Liczba wszystkich atomów po obu stronach równań jest taka sama. Bilans ładunku po obu stronach równania jest następujący:

$$\text{L: } 5 \times (-1) + 2 \times (-1) = -7$$

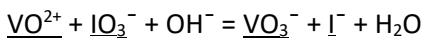
$$\text{P: } 5 \times (-2) + 3 = -7$$

Ponieważ ładunek jest po obu stronach równań taki sam, można stwierdzić, że równanie zostało poprawnie zbilansowane.

Przykład 6.

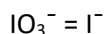
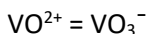
Zbilansować następującą reakcję: $\text{VO}^{2+} + \text{IO}_3^- + \text{OH}^- = \text{VO}_3^- + \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$ metodą równań połówkowych. (przykład reakcji redoks przebiegającej w środowisku zasadowym)

1. Wskazanie cząsteczek i jonów ulegających przemianie chemicznej w rozpatrywanej reakcji



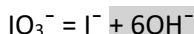
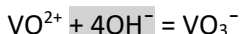
W podanym przykładzie jon VO^{2+} ulega przemianie w jon VO_3^- . Jon IO_3^- przechodzi w I^- .

2. Zapis schematu równań połówkowych



3. Bilans liczby atomów tlenu i wodoru w reakcjach połówkowych reakcji redoks przebiegającej w środowisku zasadowym za pomocą jonów OH^- i cząsteczek H_2O

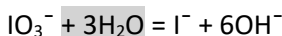
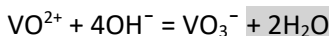
W środowisku zasadowym bilans masowy rozpoczyna się od ustalenia po której stronie równania połówkowego występuje niedobór tlenu. Następnie po tej samej stronie równania wprowadza się jony OH^- w ilości podwojonej w stosunku do niedoboru atomów tlenu.



Po stronie lewej tej reakcji wystąpił niedobór 2 atomów tlenu, dlatego wprowadzono 4 jony OH^- .

Po stronie prawej powyższej reakcji wystąpił niedobór 3 atomów tlenu, dlatego wprowadzono 6 jonów OH^- .

Po wprowadzeniu jonów OH^- do jednej ze stron równania pojawia się po tej samej stronie nadmiar atomów wodoru i tlenu. W celu zbilansowania liczby atomów wodoru i tlenu, po przeciwnej, do tej w której wprowadzono OH^- , stronie równania dopisuje się cząsteczki wody w odpowiedniej liczbie.



Po stronie lewej połówkowej reakcji wystąpił nadmiar 4 atomów wodoru i 2 atomów tlenu, który zbilansowano wprowadzeniem 2 cząsteczek wody po stronie prawej.

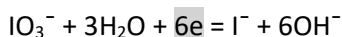
Po prawej stronie połówkowej reakcji wystąpił nadmiar 6 atomów wodoru i 3 atomów tlenu, który zbilansowano wprowadzeniem 3 cząsteczek wody po stronie lewej.

4. Bilans każdego z równań połówkowych pod względem ładunku

r. połówkowa utleniania:

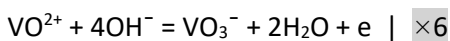


r. połówkowa redukcji:

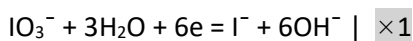


5. Bilans elektronów wymienianych w reakcji utlenienia i redukcji poprzez dobór najmniejszych liczb całkowitych przez które należy pomnożyć równania półkowe, aby zrównać liczby elektronów oddawanych i pobieranych oraz przemnożenie stron równania

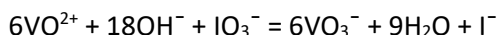
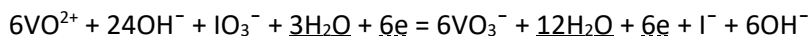
r. półkowa utleniania:



r. półkowa redukcji:



6. Dodanie stronami obu równań półkowych, redukcja liczby elektronów, cząsteczek i jonów występujących po obu stronach równania oraz sprawdzenie bilansu masy i ładunku



Liczba wszystkich atomów po obu stronach równań jest taka sama. Bilans ładunku po obu stronach równania jest następujący:

$$\text{L: } 6 \times 2 + 18 \times (-1) + (-1) = -7$$

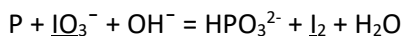
$$\text{P: } 6 \times (-1) + (-1) = -7$$

Ponieważ ładunek jest po obu stronach równań taki sam, można stwierdzić, że równanie zostało poprawnie zbilansowane.

Przykład 7.

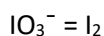
Zbilansować następującą reakcję: $\text{P} + \text{IO}_3^- + \text{OH}^- = \text{HPO}_3^{2-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$ metodą równań półkowych. (przykład reakcji redoks przebiegającej w środowisku zasadowym)

1. Wskazanie cząsteczek i jonów ulegających przemianie chemicznej w rozpatrywanej reakcji

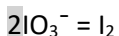


W podanym przykładzie fosfor przechodzi w HPO_3^{2-} . Natomiast jon IO_3^- ulega przemianie do wolnego jodu (I_2).

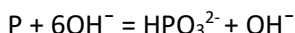
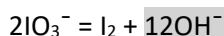
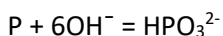
2. Zapis schematu równań półkowych reakcji



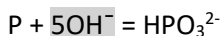
3. Sprawdzenie i ewentualne uzupełnienie bilansu atomów (oprócz atomów tlenu i wodoru)



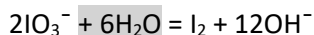
4. Bilans liczby atomów tlenu i wodoru w reakcjach półkowych reakcji redoks przebiegającej w środowisku zasadowym za pomocą jonów OH⁻ i cząsteczek H₂O



Po stronie prawej półkowej reakcji wystąpił niedobór 6 atomów tlenu, dlatego wprowadzono 12 jonów OH⁻.



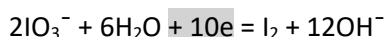
Po stronie lewej półkowej reakcji wystąpił niedobór 3 atomów tlenu, który sugerowałby wprowadzenie 6 jonów OH⁻. Ze względu na obecność atomu wodoru w jonie HPO₃²⁻, po prawej stronie należy dopisać 1 jon OH⁻ który powinien związać ten atom wodoru dając cząsteczkę wody, zatem ostatecznie po stronie lewej wprowadza się 5 jonów OH⁻.



5. Bilans każdego z równań półkowych pod względem ładunku

r. półkowa utleniania:

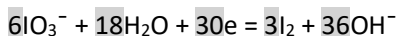
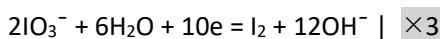
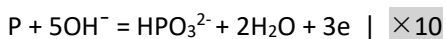
r. półkowa redukcji:



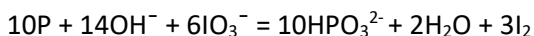
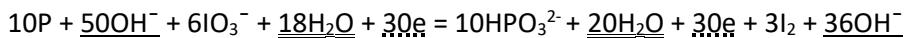
6. Bilans elektronów wymienianych w reakcji utlenienia i redukcji poprzez dobór najmniejszych liczb całkowitych przez które należy pomnożyć równania półkowe, aby zrównać liczby elektronów oddawanych i pobieranych oraz przemnożenie stron równania

r. półkowa utleniania:

r. półkowa redukcji:



7. Dodanie stronami obu równań półkowych, redukcja liczby elektronów, cząsteczek i jonów występujących po obu stronach równania oraz sprawdzenie bilansu masy i ładunku



Liczba wszystkich atomów po obu stronach równań jest taka sama. Bilans ładunku po obu stronach równania jest następujący:

$$L: 14 \times (-1) + 6 \times (-1) = -20$$

$$P: 10 \times (-2) = -20$$

Ponieważ ładunek jest po obu stronach równań taki sam, można stwierdzić, że równanie zostało poprawnie zbilansowane.

Przykłady do samodzielnego rozwiązania

I. Zbilansować reakcje redoks w postaci cząsteczkowej:

1. $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 = \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
2. $\text{MnO}_2 + \text{HCl} = \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{KMnO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{MnO}_2 + \text{NaNO}_3 + \text{KOH}$
4. $\text{KMnO}_4 + \text{HBr} = \text{KBr} + \text{Br}_2 + \text{MnBr}_2 + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{MnO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{MnCl}_2 + \text{KClO} + \text{KOH} = \text{KMnO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{KClO}_3 = \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{CO}_2 + \text{KCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4$
8. $\text{MnO}_2 + \text{KClO}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{KCl} + \text{CO}_2$
9. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{I}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
10. $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2 + \text{NaNO}_3 + \text{K}_2\text{CO}_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{NaNO}_2 + \text{CO}_2$
11. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{SnCl}_2 + \text{HCl} = \text{SnCl}_4 + \text{KCl} + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
12. $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
13. $\text{NaCrO}_2 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
14. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
15. $\text{Fe}(\text{CrO}_2)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{O}_2 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{NaCrO}_4 + \text{CO}_2$
16. $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
17. $\text{As}_2\text{S}_3 + \text{NaClO} + \text{NaOH} = \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{NaCl} + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
18. $\text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{Na}[\text{Sn}(\text{OH})_3] + \text{NaOH} = \text{Bi} + \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_6]$
19. $\text{CuS} + \text{HNO}_3 = \text{CuSO}_4 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

II. Zbilansować reakcje redoks w postaci jonowej:

1. $\text{SnS} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{OH}^- = \text{SnS}_3^{2-} + \text{Sn}(\text{OH})_6^{2-}$
2. $\text{Hg} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- = \text{HgCl}_4^{2-} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
3. $\text{Al} + \text{NO}_3^- + \text{OH}^- + \text{H}_2\text{O} = \text{NH}_3 + \text{Al}(\text{OH})_4^-$
4. $\text{Bi}(\text{OH})_3 + \text{SnO}_2^{2-} = \text{Bi} + \text{SnO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
5. $\text{PbS} + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ = \text{Pb}^{2+} + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
6. $\text{TiO}_3^{2-} + \text{Zn} + \text{H}^+ = \text{Ti}^{3+} + \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
7. $\text{Ag}^+ + \text{N}_2\text{H}_4 + \text{OH}^- = \text{Ag} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
8. $\text{SO}_3^{2-} + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{SO}_4^{2-} + \text{I}^- + \text{H}^+$

9. $I_2 + Cl_2 + H_2O = IO^- + Cl^- + H^+$
10. $Cr^{3+} + S_2O_8^{2-} + H_2O = Cr_2O_7^{2-} + SO_4^{2-} + H^+$
11. $SbCl_6^- + Fe = Sb + Fe^{2+} + Cl^-$
12. $Cr_2O_7^{2-} + H_2O_2 + H^+ = Cr^{3+} + O_2 + H_2O$
13. $Fe(OH)_2 + SO_3^{2-} + H_2O = FeS + Fe(OH)_3 + OH^-$
14. $FeS_2 + NO_2^- + H^+ = Fe^{3+} + SO_4^{2-} + NO + H_2O$
15. $S_2O_3^{2-} + Fe^{3+} = Fe^{2+} + S_4O_6^{2-}$
16. $P + IO_3^- + OH^- = HPO_3^{2-} + I_2 + H_2O$
17. $SCN^- + I_2 + OH^- = CN^- + SO_4^{2-} + I^- + H_2O$

III. Dobrać współczynniki w równaniach reakcji dysproporcjonowania:

1. $Br_2 + NaOH = NaBrO_3 + NaBr + H_2O$
2. $HClO_3 = ClO_2 + HClO_4 + H_2O$
3. $Cl_2 + Ca(OH)_2 = Ca(ClO)_2 + CaCl_2 + H_2O$
4. $S + NaOH = Na_2S_2O_3 + Na_2S + H_2O$
5. $NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$

IV. Zbilansować reakcje redox (dowolną metodą):

1. Chlorek manganu(II) + chloran(I) potasu + wodorotlenek potasu = manganian(VII) potasu + chlorek potasu + ...
2. Dichromian(VI) potasu + siarczan(VI) żelaza(II) + kwas siarkowy(VI) = siarczan(VI) chromu(III) + siarczan(VI) żelaza(III) + ...
3. Siarczek miedzi(II) + kwas azotowy(V) = siarczan(VI) miedzi(II) + tlenek azotu(IV) + woda,
4. Tiosiarczan sodu + chlor + woda = siarczan(VI) sodu + kwas siarkowy(VI) + kwas solny.
5. Kwas chlorowy(V) = tlenek chloru(IV) + kwas chlorowy(VII) + woda.

oprac. Małgorzata Kosińska-Pezda

Tablica 1. Gęstości wodnych roztworów kwasu siarkowego(VI) H₂SO₄

Stężenie procentowe, %mas.	Gęstość, g/cm ³	Stężenie molowe, mol/dm ³	Stężenie procentowe, %mas.	Gęstość, g/cm ³	Stężenie molowe, mol/dm ³
1	1,0051	0,102	50	1,3951	7,113
2	1,0118	0,206	51	1,4049	7,305
3	1,0184	0,312	52	1,4148	7,501
4	1,0250	0,418	53	1,4248	7,699
5	1,0317	0,526	54	1,4350	7,901
6	1,0385	0,635	55	1,4453	8,105
7	1,0453	0,746	56	1,4557	8,312
8	1,0522	0,858	57	1,4662	8,521
9	1,0591	0,972	58	1,4768	8,733
10	1,0661	1,087	59	1,4875	8,948
11	1,0731	1,204	60	1,4983	9,166
12	1,0802	1,322	61	1,5091	9,386
13	1,0874	1,441	62	1,5200	9,609
14	1,0947	1,563	63	1,5310	9,834
15	1,1020	1,685	64	1,5421	10,06
16	1,1094	1,810	65	1,5533	10,29
17	1,1168	1,936	66	1,5646	10,53
18	1,1243	2,063	67	1,5760	10,77
19	1,1318	2,192	68	1,5874	11,01
20	1,1394	2,323	69	1,5989	11,25
21	1,1471	2,456	70	1,6105	11,49
22	1,1548	2,590	71	1,6221	11,74
23	1,1626	2,726	72	1,6338	11,99
24	1,1704	2,864	73	1,6456	12,25
25	1,1783	3,003	74	1,6574	12,51
26	1,1862	3,144	75	1,6692	12,76
27	1,1942	3,287	76	1,6810	13,03
28	1,2023	3,432	77	1,6927	13,29
29	1,2104	3,579	78	1,7043	13,55
30	1,2185	3,727	79	1,7158	13,82
31	1,2267	3,878	80	1,7272	14,09
32	1,2349	4,029	81	1,7383	14,36
33	1,2432	4,183	82	1,7491	14,62
34	1,2515	4,338	83	1,7594	14,89
35	1,2599	4,496	84	1,7693	15,15
36	1,2684	4,655	85	1,7786	15,41
37	1,2769	4,818	86	1,7872	15,67
38	1,2855	4,981	87	1,7951	15,92
39	1,2941	5,146	88	1,8022	16,17
40	1,3028	5,313	89	1,8087	16,41
41	1,3116	5,483	90	1,8144	16,65
42	1,3205	5,655	91	1,8195	16,88
43	1,3294	5,828	92	1,8240	17,11
44	1,3384	6,004	93	1,8279	17,33
45	1,3476	6,183	94	1,8312	17,55
46	1,3569	6,364	95	1,8337	17,76
47	1,3663	6,548	96	1,8355	17,97
48	1,3758	6,733	97	1,8364	18,18
49	1,3854	6,921	98	1,8361	18,35

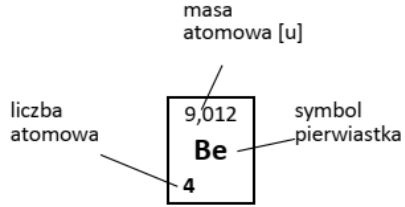
Tablica 2. Gęstości wodnych roztworów wodorotlenku potasu KOH

Stężenie procentowe, %mas.	Gęstość, g/cm ³	Stężenie molowe, mol/dm ³
1	1,0074	0,1795
2	1,0165	0,3623
3	1,0257	0,5484
4	1,0348	0,7376
5	1,0440	0,9302
6	1,0531	1,126
7	1,0624	1,325
8	1,0717	1,528
9	1,0811	1,734
10	1,0904	1,943
11	1,0998	2,156
12	1,1092	2,372
13	1,1187	2,592
14	1,1283	2,815
15	1,1379	3,042
16	1,1475	3,272
17	1,1572	3,506
18	1,1669	3,743
19	1,1766	3,984
20	1,1864	4,228
21	1,1963	4,477
22	1,2062	4,729
23	1,2162	4,985
24	1,2263	5,245
25	1,2364	5,508
26	1,2466	5,776
27	1,2567	6,046
28	1,2669	6,321
29	1,2774	6,601
30	1,2879	6,885
31	1,2985	7,173
32	1,3091	7,465
33	1,3197	7,761
34	1,3304	8,061
35	1,3412	8,365
36	1,3520	8,673
37	1,3629	8,986
38	1,3738	9,303
39	1,3848	9,624
40	1,3959	9,950
41	1,4071	10,28
42	1,4183	10,62
43	1,4296	10,95
44	1,4409	11,30
45	1,4524	11,65
46	1,4639	12,00
47	1,4755	12,36
48	1,4871	12,72
49	1,4988	13,09
50	1,5106	13,46

Układ okresowy pierwiastków

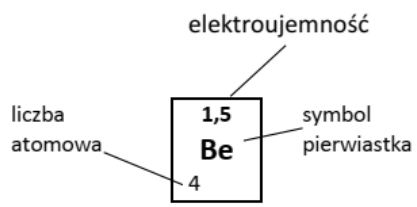
	1															17	18				
	1,008															1,008	4,003				
1	H															H	He				
	1	2														1	2				
	6,939	9,012														10,81	12,01	14,01	16,00	19,00	20,18
2	Li	Be														B	C	N	O	F	Ne
	3	4														5	6	7	8	9	10
	23,00	24,31														26,98	28,09	30,97	32,06	35,45	39,95
3	Na	Mg														Al	Si	P	S	Cl	Ar
	11	12	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12				13	14	15	16	17	18
	39,10	40,08	44,96	47,90	50,94	52,00	54,94	55,85	58,93	58,71	63,54	65,37	69,72	72,59	74,92	78,96	79,91	83,80			
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr			
	19	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36			
	85,47	87,62	88,90	91,22	92,91	95,94	(97)	101,1	102,9	106,4	107,9	112,4	114,8	118,7	121,8	127,6	126,9	131,3			
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe			
	37	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54			
	132,9	137,3	138,9	178,5	180,9	183,8	186,2	190,2	192,2	195,1	197,0	200,6	204,4	207,2	209,0	(209)	(210)	(222)			
6	Cs	Ba	La*	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn			
	55	56	57	72	73	74	75	76	77	78	79	80	81	82	83	84	85	86			
	223,02	226,03	227,03	261,1	263,1	265,1	264,1	269,1	268,1	281,1	272,1	285	286	289	289	292	294	294			
7	Fr	Ra	Ac**	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og			
	87	88	89	104	105	106	107	108	109	110	111	112	113	114	115	116	117	118			

	140,1	140,9	144,2	(145)	150,4	152,0	157,2	158,9	162,5	164,9	167,3	168,9	173,0	175,0
*(57-71) Lantanowce	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71
**(89-103) Aktynowce	232,0	(231)	238,0	(237)	(244)	(243)	(247)	(247)	(251)	(252)	(253)	(256)	(256)	(257)
	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr
	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103



Elektroujemności pierwiastków na tle układu okresowego

	1															17	18	
1	2,1 H 1															2,1 H 1	He 2	
2	1,0 Li 3	1,5 Be 4																
3	0,9 Na 11	1,2 Mg 12																
4	0,8 K 19	1,0 Ca 20	1,3 Sc 21	1,5 Ti 22	1,6 V 23	1,6 Cr 24	1,5 Mn 25	1,8 Fe 26	1,8 Co 27	1,8 Ni 28	1,9 Cu 29	1,6 Zn 30	1,6 Ga 31	1,8 Ge 32	2,0 As 33	2,4 Se 34	2,8 Br 35	Kr 36
5	0,8 Rb 37	1,0 Sr 38	1,2 Y 39	1,4 Zr 40	1,6 Nb 41	1,8 Mo 42	1,9 Tc 43	2,2 Ru 44	2,3 Rh 45	2,2 Pd 46	1,9 Ag 47	1,7 Cd 48	1,7 In 49	1,8 Sn 50	1,9 Sb 51	1,9 Te 52	2,5 I 53	Xe 54
6	0,7 Cs 55	0,9 Ba 56	1,1 La* 57	1,3 Hf 72	1,6 Ta 73	1,7 W 74	1,9 Re 75	2,2 Os 76	2,2 Ir 77	2,3 Pt 78	2,4 Au 79	1,6 Hg 80	1,8 Tl 81	1,9 Pb 82	1,9 Bi 83	2,0 Po 84	2,2 At 85	Rn 86
7	0,7 Fr 87	0,9 Ra 88	1,1 Ac** 89	Rf 104	Db 105	Sg 106	Bh 107	Hs 108	Mt 109	Ds 110	Rg 111	Cn 112	Nh 113	Fl 114	Mc 115	Lv 116	Ts 117	Og 118
	*(57-71) Lantanowce		1,1 Ce 58	1,1 Pr 59	1,2 Nd 60	1,2 Pm 61	1,2 Sm 62	1,2 Eu 63	1,1 Gd 64	1,2 Tb 65	1,2 Dy 66	1,2 Ho 67	1,2 Er 68	1,2 Tm 69	1,2 Yb 70	1,1 Lu 71		
	**(89-103) Aktynowce		1,3 Th 90	1,5 Pa 91	1,7 U 92	1,3 Np 93	1,3 Pu 94	1,3 Am 95	1,3 Cm 96	1,3 Bk 97	1,3 Cf 98	1,3 Es 99	1,3 Fm 100	1,3 Md 101	1,3 No 102	1,3 Lr 103		



LITERATURA

1. Jones L., Atkins P., Chemia ogólna, PWN Warszawa, 2006.
2. Bielański A., Podstawy chemii nieorganicznej, PWN, Warszawa, 2010.
3. Chemia ogólna i nieorganiczna - Podstawy chemii, roztwory i procesy w roztworach - Obliczenia chemiczne i problemy, praca zbiorowa pod red. J. Kalembkiewicza, B. Papciaka, Oficyna Wydawnicza Politechniki Rzeszowskiej, 2020.
4. Obliczenia chemiczne, praca zbiorowa pod red. A. Śliwy, PWN Warszawa, 1987.