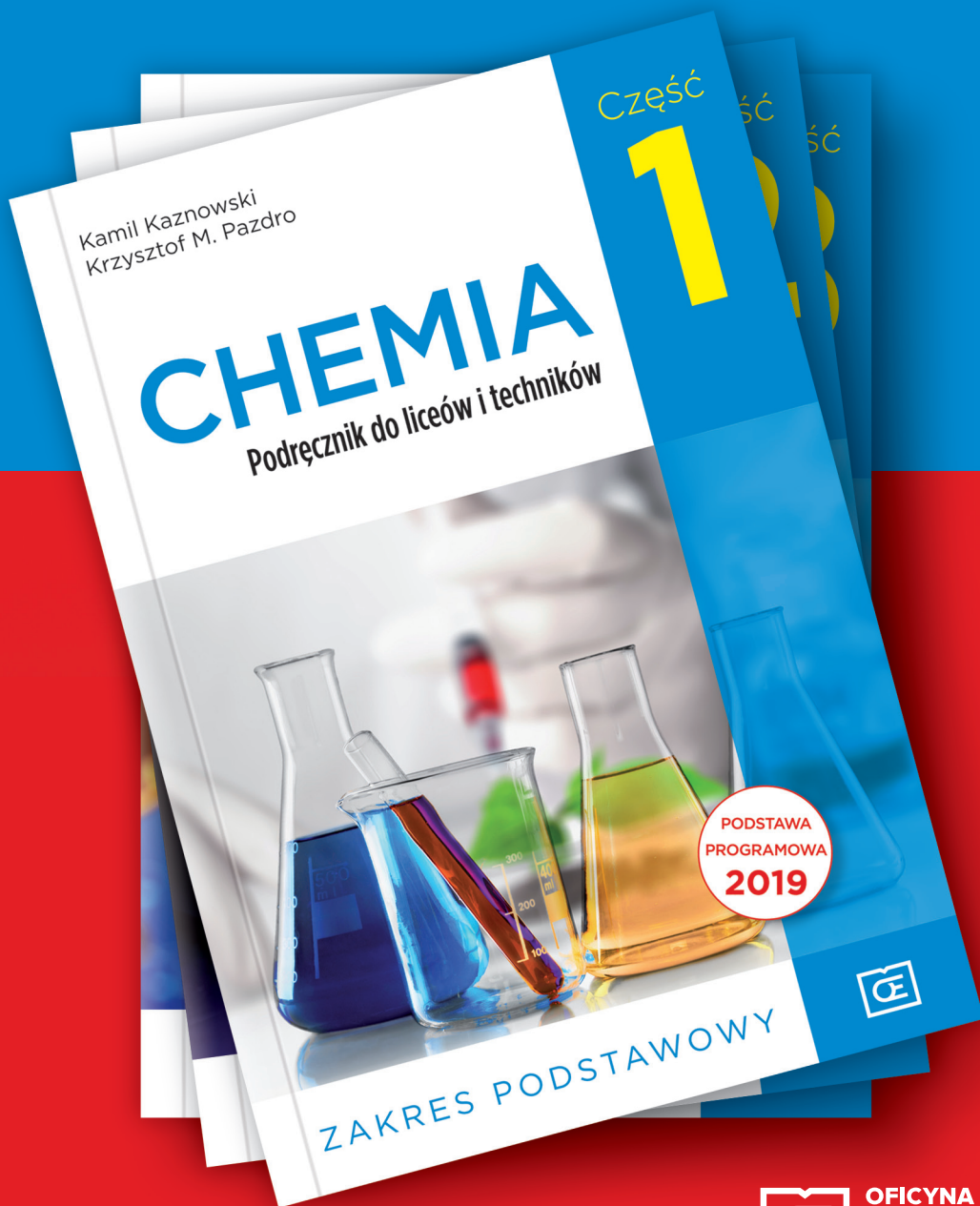


ZAPOWIEDŹ PODRĘCZNIKA



OFICyna
EDUKACYJNA

KRZYSZTOF PAZDRO

Szanowni Państwo,

z przyjemnością przekazujemy Państwu broszurę, w której przedstawiamy w skrócie najważniejsze informacje dotyczące zmian w szkołach ponadpodstawowych, wynikających z przeprowadzanej reformy oświaty, wchodzącej w życie w tych szkołach we wrześniu 2019 r. Przedstawiamy tu również zapowiedź naszej oferty wydawniczej w związku z początkiem obowiązywania nowej podstawy programowej nauczania chemii w liceach i technikach.

Zasadnicza zawartość tej broszury to prezentacja zapowiadanych podręczników do zakresu podstawowego. Przedstawia ona podział podręczników na trzy części, zawartość poszczególnych części (w postaci ramowych rozkładów materiału z proponowaną liczbą godzin na jego realizację), zastosowaną strukturę podręczników oraz przykładowe fragmenty, stanowiące zamkniętą zawartość treści lekcji o danym temacie.

Po dopuszczeniu przez MEN pierwszej części podręcznika otrzymacie Państwo bezpłatne egzemplarze.

Mamy nadzieję, że po zapoznaniu się z podręcznikami i oferowaną do nich obudową dydaktyczną, zdecydujecie się Państwo na skorzystanie z naszej oferty.

*Zespół Oficyny Edukacyjnej * Krzysztof Pazdro*

Spis treści

Reforma oświaty od roku szkolnego 2019/2020	2
Ramowy plan nauczania chemii	3
Zasadnicze zmiany w nowej podstawie programowej	3
Nasza oferta dla uczniów i nauczycieli	4
Ramowy rozkład materiału w częściach 1-3	5
Struktura i zawartość podręcznika	6
Przykładowe fragmenty podręcznika, część 1.	9
Dydaktyczna obudowa podręcznika	25

Reforma oświaty od roku szkolnego 2019/2020

(zgodnie z ustawą „Prawo oświatowe” z dn. 14 grudnia 2016 r.)

- Od roku szkolnego 2019/2020 absolwenci szkół podstawowych będą mogli kontynuować naukę w:
 - 4-letnich liceach ogólnokształcących („nowa” matura – w roku 2023),
 - 5-letnich technikach („nowa” matura – w roku 2024),
 - 3-letnich szkołach branżowych I stopnia.
- Uczniowie liceów i techników będą się uczyć zgodnie z nowymi ramowymi planami nauczania i według nowej podstawy programowej.
- Od początku roku szkolnego 2019/2020, równoległe z absolwentami szkół podstawowych, w tych samych obiektach naukę w pierwszych klasach liceów i techników rozpoczną ostatni absolwenci wygaszanych gimnazjów. Będą oni kończyć realizację obecnie obowiązującej podstawy programowej dla 3-letnich liceów i 4-letnich techników. Zatem w roku szkolnym 2019/2020, w pierwszych klasach wszystkich liceów i techników, nastąpi kumulacja dwóch roczników uczniów.
- Ostatnie egzaminy maturalne wg obecnej formuły („stara” matura) będą przeprowadzane, odpowiednio, w liceach – w roku 2022, w technikach – w roku 2023.

Harmonogram wprowadzania nowego ustroju szkolnego w liceach i technikach

Rok szkolny					
2018/2019	2019/2020	2020/2021	2021/2022	2022/2023	2023/2024
8. kl. szk. podst. →	I kl.	II kl.	III kl.	IV kl.	V kl.
	liceum technikum	liceum technikum	liceum technikum	lic. – „nowa” matura technikum	technikum – „nowa” matura
III kl. gim. →	I kl.	II kl.	III kl.	IV kl.	
	liceum technikum	liceum technikum	lic. – „stara” matura technikum	technikum – „stara” matura	
I kl. lic. i techn. →	II kl.	III kl.	IV kl.		
	liceum technikum	lic. – „stara” matura technikum	technikum – „stara” matura		
II kl. lic. i techn. →	III kl.	IV kl.			
	lic. – „stara” matura technikum	technikum – „stara” matura			

nowy ustrój szkolny

stary ustrój szkolny

Ramowy plan nauczania chemii w liceach i technikach

Zakres podstawowy

Na podstawie rozporządzenia MEN z dn. 28 marca 2017 r.

Liczba godzin nauczania w zakresie podstawowym:

- w liceach – 4 godziny tygodniowo w całym okresie nauczania (łącznie minimum 120 godz.), w tym: w klasie 1. – 1 godz., w klasie 2. – 2 godz., w klasie 3. – 1 godz.,
- w technikach – 4 godziny tygodniowo w całym okresie nauczania (łącznie minimum 120 godz.), przy czym dyrektor technikum ustala, w których klasach (z klas 1–4) i w jakim wymiarze godzin w danej klasie przedmiot ten będzie realizowany.

Zasadnicze zmiany w nowej podstawie programowej kształcenia chemii w liceach i technikach

(w porównaniu z podstawą obecnie obowiązującą)

Na podstawie rozporządzenia MEN z dn. 30 stycznia 2018 r.

Zakres podstawowy

Treści nauczania (wymagania szczegółowe) ujęto w dwudziestu dwóch działach. Obejmują one treści z zakresu: chemii ogólnej, chemii fizycznej, elektrochemii, chemii nieorganicznej i chemii organicznej oraz treści dotyczące ochrony środowiska.

Wszystkie treści nauczania chemii w zakresie podstawowym, ujęte w obowiązującej jeszcze podstawie programowej, w nowej podstawie zostały zawarte w dziale XXI „Chemia wokół nas” i częściowo w dziale XXII „Elementy ochrony środowiska”.

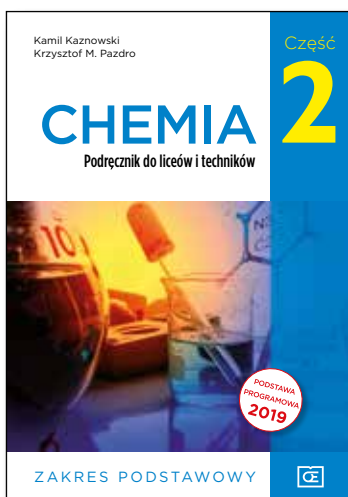
Nasza oferta dla uczniów i nauczycieli chemii:

Trzyczęściowy podręcznik w zakresie podstawowym

Na rok szkolny 2019/2020



Na lata szkolne 2020 – 2022 (2023)



Chemia. Zakres podstawowy

Ramowy rozkład materiału w częściach 1 – 3

Część 1. (1 godz./tydz.)

Rozdział	Liczba godzin
1. Budowa atomu	7
2. Wiązania chemiczne	7
3. Stechiometria	8
4. Roztwory	8
	<u>Razem</u> 30

Część 2. (2 godz./tydz.)

Rozdział	Liczba godzin
1. Elementy chemii fizycznej	7
2. Chemia roztworów wodnych	9
3. Elektrochemiczne źródła energii	10
4. Związki nieorganiczne	15
5. Związki nieorganiczne w skorupie ziemskiej	9
	<u>Razem</u> 50

Część 3. (1 godz./tydz.)

Rozdział	Liczba godzin
1. Chemia organiczna – początek a teraźniejszość	1
2. Związki węgla z wodorem – węglowodory	8
3. Hydroksylowe pochodne węglowodorów	4
4. Związki karbonylowe	2
5. Kwasy karboksylowe i ich pochodne	6
6. Związki organiczne zawierające azot	5
7. Cukry i ich pochodzenie	4
8. Chemia na co dzień	5
9. Chemia a środowisko naturalne	5
	<u>Razem</u> 40

Łącznie w całym cyklu: 120 godzin

Struktura i zawartość podręcznika

Początek części 1. podręcznika to przypomnienie, w dużym skrócie, wiedzy i umiejętności, które powinien posiadać absolwent szkoły podstawowej.

Każdy rozdział w poszczególnych częściach podręcznika dzieli się na paragrafy. Będą one osnową kolejnych lekcji, a ich tytuły mogą być tematami tych lekcji.

Tekst główny każdego paragrafu (lekcji), zgodnie z potrzebą, jest uzupełniony i zilustrowany: opisami doświadczeń, tabelami, grafami, przykładami obliczeń, zdjęciami i rysunkami. Każdy paragraf kończy się wykazem „Ważnych pojęć” w nim przedstawionych (z krótkim opisem lub definicją) oraz kilkoma zadaniami w bloku „Rozwiąż zadania”.

Po każdym rozdziale zamieszczony jest dwustronicowy sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”

Każda z trzech części podręcznika zawiera na końcu zbiór zadań, ściśle z nią skorelowany. Do wszystkich zadań podano odpowiedzi!

Ważne fragmenty tekstu głównego, takie jak istotne informacje i definicje są wyróżnione na zielonym tle, wzory i różne zależności – na czerwonym, a prawa chemiczne i zasady – na tle żółtym.

Skład procentowy związku chemicznego jest to wykaz masowych zawartości procentowych poszczególnych pierwiastków.

Zawartość procentowa pierwiastka [%E] jest to wyrażony w procentach stosunek masy tego pierwiastka w danej próbce [m_E] do masy całej próbki [m]:

$$\%E = \frac{m_E}{m} \cdot 100\%$$

Stosunek masowy pierwiastków w związku chemicznym jest wielkością stałą i charakterystyczną dla danego związku.

Przykłady obliczeń przedstawiają wzorcowe rozwiązania zadań lub problemów.

Przykład 1.

Oblicz, ile atomów żelaza Fe znajduje się w próbce zawierającej 6,5 mola jego atomów.

Rozwiązanie zadania opiera się na przeliczeniu liczby moli n na liczbę drobin N :

$$\begin{aligned} 1 \text{ mol atomów Fe} &\text{ — } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomów Fe} \\ 6,5 \text{ mola atomów Fe} &\text{ — } x \text{ atomów Fe} \\ x &= 3,913 \cdot 10^{24} \text{ atomów Fe} \end{aligned}$$

Odpowiedź: W próbce znajduje się $3,913 \cdot 10^{24}$ atomów żelaza.

Opisy doświadczeń przedstawiają, krok po kroku, kolejność czynności podczas wykonywania danego doświadczenia, i najczęściej są ilustrowane zdjęciem lub rysunkiem. Zamieszczone w opisie Obserwacje i Wnioski są dla uczniów wzorcem ich poprawnego formułowania.

Umieszczony przy tytule danego doświadczenia znak oznacza, że może ono być przeprowadzone:

U – samodzielnie przez uczniów,

N – tylko przez nauczyciela.

Doświadczenie 2.2. Badanie rozpuszczalności azotanu(V) potasu KNO_3 w różnych rozpuszczalnikach



Do trzech kolb stożkowych lub probówek wsyp po ok. 2 g azotanu(V) potasu KNO_3 i do każdej wlej po kilka centymetrów sześciennych innej cieczy:

- wody,
- benzyny,
- tetrachlorometanu (czterochloru węgla).

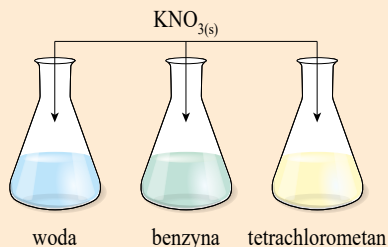
Zawartości naczyń dokładnie wymieszaj i obserwuj rezultaty.

Obserwacje:

Azotan(V) potasu szybko rozpuścił się w wodzie, ale nie rozpuścił się w żadnym z pozostałych rozpuszczalników.

Wnioski:

Sól dobrze rozpuszcza się w wodzie, ale nie rozpuszcza się w rozpuszczalnikach organicznych.



Zamieszczony przed końcem każdego paragrafu wykaz **Ważnych pojęć**, jest rodzajem jego podsumowania, systematyzującego i utrwalającego wiedzę uczniów.

Ważne pojęcia:

- Stechiometria** – zespół zależności określających stosunki ilościowe między składnikami związków chemicznych oraz między reagentami w reakcjach chemicznych.
- Skład procentowy związku chemicznego** – wykaz masowych zawartości procentowych poszczególnych pierwiastków w tym związku.



Zadania na końcu każdego paragrafu pozwalają sprawdzić nabytą na lekcji wiedzę i kształtować rachunkowe umiejętności uczniów.



Rozwiąż zadania (odpowiedzi nie umieszczaj w podręczniku!)

1. Oblicz wzór sumaryczny tlenku manganu Mn_xO_y , wiedząc, że związek zawiera 72,05% masowych manganu i 27,95% masowych tlenu.
2. Węgiel łączy się z tlenem w stosunku masowym 3:4. Oblicz wzór sumaryczny tlenku węgla, który powstaje w tej reakcji.

Sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”, zamieszczony po każdym rozdziale, zawiera dziesięć różnorodnych, punktowanych zadań. Uczniowie będą mogli samodzielnie sprawdzić i ocenić swoją wiedzę oraz umiejętność jej stosowania. Do wszystkich zadań z poszczególnych sprawdzianów podano poprawne odpowiedzi!

Sprawdź, co umiesz... (odpowiedzi nie umieszczaj w podręczniku!)

Zadanie 1. (0-3p.)

Zaproponuj elektronowe wzory drobin o podanych wzorach sumarycznych. Zaznacz polaryzację wiązań, jeśli taka występuje.

- a) Na_2O , b) NCl_3 , c) $HClO_3$

Zamieszczony na końcu każdej części podręcznika zbiór zadań jest ściśle skorelowany z treściami przedstawionymi w danej części.

Zbiór do części 1. zawiera ok. 140 zadań, otwartych i zamkniętych o różnym stopniu trudności. Do wszystkich zadań podano poprawne odpowiedzi.

Wszelkie dane, potrzebne przy rozwiązywaniu zadań, uczniowie znajdą w załączonych do podręcznika tablicach uzupełniających.

Kamil Kaznowski
Krzysztof M. Pazdro

Część

1

CHEMIA

Podręcznik do liceów i techników

ZAKRES PODSTAWOWY



OFICyna
EDUKACYJNA
KRZYSZTOF PAZDRO

Spis treści

Wstęp

Przypomnienie ze szkoły podstawowej

- Regulamin szkolnej pracowni chemicznej
- Zasady przeprowadzania doświadczeń chemicznych
- Podstawowe szkło i sprzęt laboratoryjny

Rozdział 1. Budowa atomu

- 1.1. Składniki atomu
 - 1.2. Konfiguracja elektronowa pierwiastka
 - 1.3. Okresowość konfiguracji elektronowych
- Sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”

Rozdział 2. Wiązania chemiczne

- 2.1. Wiązanie jonowe
 - 2.2. Wiązanie kowalencyjne
 - 2.3. Oddziaływania międzycząsteczkowe
 - 2.4. Właściwości substancji jonowych, kowalencyjnych i metalicznych
- Sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”

Rozdział 3. Stechiometria

- 3.1. Skład ilościowy związku chemicznego
 - 3.2. Mol – jednostka liczności materii
 - 3.3. Masa molowa
 - 3.4. Objętość molowa gazów
 - 3.5. Stechiometria reakcji chemicznej
- Sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”

Rozdział 4. Roztwory

- 4.1. Rodzaje mieszanin
 - 4.2. Rozpuszczanie substancji
 - 4.3. Metody rozdzielania mieszanin
 - 4.4. Sposoby wyrażania stężeń roztworów
 - 4.5. Rozcieńczanie i zatężanie roztworów
- Sprawdzian „Sprawdź, co umiesz...”

Skorowidz

- Odpowiedzi do zadań rachunkowych
- Odpowiedzi do „Sprawdź, co umiesz...”

Zbiór zadań. Część 1.

1. Budowa atomu
 2. Wiązania chemiczne
 3. Stechiometria
 4. Roztwory
- Odpowiedzi

Tablice uzupełniające

Zaznaczone w „Spisie treści” elementy są przedstawione jako przykładowe fragmenty Podręcznika. Część 1.

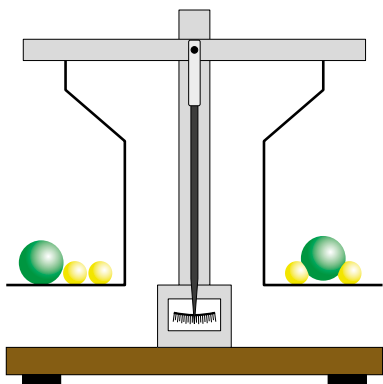
3.5. Stechiometria reakcji chemicznej

Podstawą typowych obliczeń stechiometrycznych w chemii są **prawa stechiometryczne**. Należą do nich przede wszystkim: znane już *prawo stałości składu* (patrz: p. 3.1) oraz *prawo zachowania masy* i *prawo stosunków objętościowych*. Te i inne prawa odkryto na przełomie XVIII i XIX wieku i one zapoczątkowały dynamiczny rozwój chemii. Wszystkie prawa stechiometryczne są to stwierdzone doświadczalnie, ogólne prawidłowości ilościowe dotyczące składu związków chemicznych i przebiegu reakcji chemicznych.

Prawo zachowania masy

Jeżeli reakcji poddane zostanie 20 g substratów to powinniśmy otrzymać produkty o łącznej masie 20 g. Badania chemików pozwoliły na stwierdzenie, że zależność ta dotyczy każdej reakcji chemicznej. Antoine Lavoisier (czyt. *qtlan lawuazje*) uogólnił ją, formułując w 1789 r. **prawo zachowania masy**.

Łączna masa substratów jest równa łącznej masie produktów.
Zatem łączna masa reagentów nie ulega zmianie podczas reakcji chemicznej.



Można powiedzieć, że mikroskopowe wyjaśnienie prawa zachowania masy opiera się na założeniu, że atom waży tyle samo przed reakcją co po reakcji (rys. 3.3.). Łączna liczba atomów danego pierwiastka w substratach jest równa łącznej liczbie atomów tego pierwiastka w produktach. Zatem masa reagującego zbioru atomów pozostaje stała.

Rys. 3.3. Masa substratów jest równa masie produktów



Doświadczenie 3.1. Reakcja jodku potasu KI z azotanem(V) rtęci(II) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ kontrolowana za pomocą wagi



Do kolby stożkowej wprowadź 50 cm³ wodnego roztworu zawierającego ok. 10 g $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$. Do wkraplacza wlej 1-procentowy wodny roztwór KI. Połączone części aparatury ustaw na szalce wagi i ją wytaruj. Otwórz kurek tak, aby roztwór KI spływał kroplami i obserwuj wskazania wagi.

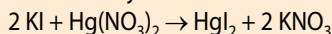
Uwaga! Ze względu na wysoką toksyczność związków rtęci doświadczenie może być pokazane na filmie, a w przypadku realizacji w szkole należy zastosować roztwór soli strącającej słabo rozpuszczalny jodek, np. jodek ołowiu(II) w reakcji jodku potasu z azotanem(V) ołowiu(II).

Obserwacje:

Podczas wkrapiania w kolbie stożkowej wytrącał się pomarańczowy osad, a szalki wagi nie zmieniały położenia.

Wnioski:

Zaszła reakcja chemiczna:

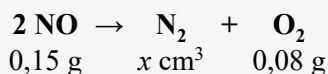


Łączna masa substratów jest równa łącznej masie produktów.

Przykład 1.

Oblicz, ile cm^3 azotu N_2 powstało w reakcji rozkładu 150 mg tlenku azotu(II) NO , w której jednocześnie otrzymano 0,08 g tlenu. Gęstość azotu w warunkach reakcji wynosi $1,25 \text{ g/dm}^3$.

Uporządkujmy zadanie, zapisując równanie reakcji oraz dane i szukane pod właściwym reagentem:



Z prawa zachowania masy można obliczyć masę wydzielonego w reakcji azotu:

$$m[\text{N}_2] = 0,15 \text{ g} - 0,08 \text{ g} = 0,07 \text{ g}$$

Korzystając ze wzoru na gęstość należy obliczyć objętość wydzielonego azotu:

$$d = \frac{m}{V} \rightarrow V = \frac{m}{d} = \frac{0,07 \text{ g}}{1,25 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}} = 0,056 \text{ dm}^3 = 56 \text{ cm}^3$$

Odpowiedź: W reakcji powstało 56 cm^3 azotu.

Obliczenia, w których wykorzystuje się równania chemiczne, są najbardziej użyteczne dla każdego, kto zamierza przeprowadzić przemianę chemiczną. Celem obliczeń tego typu jest ustalenie ilości substratów, niezbędnych do otrzymania pożądanej ilości produktu.

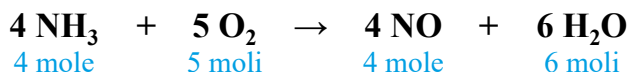
Molowy stosunek stechiometryczny reagentów

Substancje reagują ze sobą w ściśle określonym stosunku ilościowym, który jest charakterystyczny dla danej reakcji. Również powstające produkty pozostają do siebie i do substratów w ściśle określonych stosunkach. Stosunki ilościowe między reagentami, czyli **stosunki stechiometryczne reagentów**, oblicza się na podstawie równania chemicznego.

Molową interpretację równań można wykorzystać w różnych obliczeniach chemicznych. Punktem wyjścia jest wówczas *molowy stosunek stechiometryczny*, określony liczbami równymi współczynnikom stechiometrycznym. Na przykład:

$2 \text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{NO}_2$	
Interpretacja mikroskopowa równania	Interpretacja makroskopowa równania
Dwie cząsteczki tlenku azotu(II) NO reagują z jedną cząsteczką tlenu O_2 i powstają dwie cząsteczki tlenku azotu(IV) NO_2 .	Dwa mole cząsteczek tlenku azotu(II) NO reagują z jednym molem tlenu cząsteczkowego O_2 i powstają dwa mole cząsteczek tlenku azotu(IV) NO_2 .

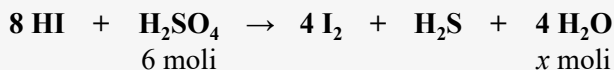
Interpretacja makroskopowa równania zdecydowanie bardziej przystaje do codziennej pracy eksperymentatora. Nikt, kto wykonuje reakcję chemiczną, nie wprowadza przecież do naczynia pojedynczych drobin. Zawsze są to ogromne ich liczby! Z tego powodu chemicy zazwyczaj „czytają” równania, posługując się liczbami moli, np. reakcja spalania amoniaku:



Przykład 2.

Oblicz, ile moli wody powstanie w reakcji zapisanej poniżej, jeżeli do jej przeprowadzenia użyto 6 moli kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4 .

Porządkujmy dane i szukane, zapisując je pod właściwymi reagentami:



Rozwiązanie polega na ułożeniu odpowiedniej proporcji na podstawie równania reakcji, z którego wynika, że z 1 mola cząsteczek kwasu siarkowego(VI) można uzyskać 4 mole cząsteczek wody:

$$\begin{array}{lcl}
 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 & \text{—} & 4 \text{ mole H}_2\text{O} \\
 6 \text{ moli H}_2\text{SO}_4 & \text{—} & x \text{ moli} \\
 x & = & 24 \text{ mole H}_2\text{O}
 \end{array}$$

Odpowiedź: W reakcji powstaną 24 mole cząsteczek wody.

Masowy stosunek stechiometryczny reagentów

Równanie dowolnej reakcji chemicznej może zostać zinterpretowane zarówno molarowo, jak i masowo.

Doświadczenie 3.2. Synteza siarczku glinu Al_2S_3 z glinu i siarki N

Utrzyj w moździerzu 5,4 g sproszkowanego glinu i 9,6 g siarki. Mieszaninę wsyp do tygla, ustaw go w parownicy i zapal płomieniem palnika.

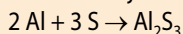
Uwaga: Osoby obserwujące tygiel z bliska muszą założyć ciemne okulary.

Obserwacje:

Płomień palnika zainicjował żarzenie się mieszaniny i spowodował wyrzucanie części reagentów na zewnątrz. Po zakończeniu żarzenia i ostygnięciu zawartości tygla pozostała w nim żółta, krucha substancja.

Wnioski:

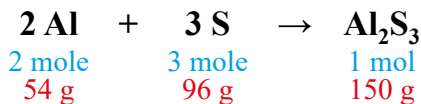
Zaszła reakcja chemiczna:



Korzystając z mas molowych reagentów, można obliczyć **masowy stosunek stechiometryczny**. Masy molowe reagentów uczestniczących w reakcji syntezy siarczku glinu z pierwiastków wynoszą:

Al	S	Al_2S_3
27 g/mol	32 g/mol	150 g/mol

Po pomnożeniu współczynników stechiometrycznych przez odpowiednie masy molowe, wyniki należy zapisać pod symbolami reagentów:



Masowy stosunek stechiometryczny glinu do siarki i do siarczku glinu wynosi 54 : 96 : 150 dowolnych, lecz takich samych jednostek masowych. Relacja ta oznacza, że 54 g glinu reagują z 96 g siarki i powstaje 150 g siarczku glinu. Na tej podstawie, znając ilość jednego, dowolnego reagenta, na przykład ilość pożądanego siarczku glinu, można obliczyć ilości wszystkich pozostałych reagentów.

Ilość jednego reagenta określa ilości wszystkich pozostałych reagentów.

Zasada ta dotyczy ilości substratów i wytworzonych produktów. Nie można twierdzić, że z 54 g glinu zawsze otrzymamy 150 g siarczku glinu. Muszą być bowiem spełnione pewne warunki, aby to mogło nastąpić. Jednym z takich oczywistych warunków jest dodanie odpowiedniej ilości siarki, czyli nie mniej niż 96 g. Można natomiast twierdzić, że w reakcji wzięło udział 54 g glinu, jeżeli wiemy, iż powstało 150 g siarczku glinu.

Przykład 3.

Oblicz, ile gramów chlorku cyny(II) SnCl_2 należy użyć do reakcji zapisanej poniżej, aby otrzymać 31,75 g chlorku żelaza(II) FeCl_2 .

Porządkujemy dane i szukane, zapisując je pod właściwymi reagentami:



Rozwiązanie polega na ułożeniu odpowiedniej proporcji, z uwzględnieniem mas molowych reagentów i liczb moli drobin:

SnCl_2	FeCl_2
190 g/mol	127 g/mol

$$\begin{aligned} 190 \text{ g SnCl}_2 &\text{ — } 2 \cdot 127 \text{ g FeCl}_2 \\ x \text{ g SnCl}_2 &\text{ — } 31,75 \text{ g FeCl}_2 \\ x &= 23,75 \text{ g SnCl}_2 \end{aligned}$$

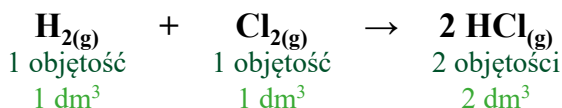
Odpowiedź: Do reakcji należy użyć 23,75 g chlorku cyny(II).

Objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów

W XIX wieku Louis Gay-Lussac (czyt. *lui ge-lusak*) opublikował wyniki doświadczeń, których celem było zbadanie objętości gazów reagujących ze sobą i objętości otrzymywanych produktów gazowych. Rezultaty przeprowadzonych badań ujął w formie wniosku, zwanego dziś **prawem stosunków objętościowych**.

Jeżeli wszystkie objętości mierzono w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, to stosunek objętości reagujących gazów i gazowych produktów reakcji jest określony niewielkimi liczbami całkowitymi.

Na przykład dla reakcji syntezy gazowego chlorowodoru z gazowych substratów uzyskuje się następujące wyniki:

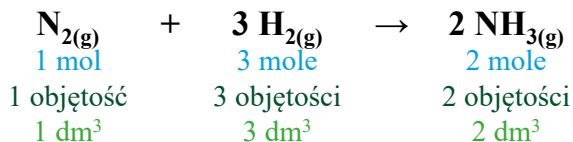


Podobne prawidłowości obserwuje się dla wszystkich reakcji, w których reagenty występują w stanie gazowym.

Najistotniejsze w prawie stosunków objętościowych jest to, że liczby całkowite określające stosunek objętościowy są liczbami niewielkimi. Każdy stosunek dwóch liczb można wyrazić wartościami całkowitymi, lecz rzadko niewielkimi. Na przykład masowy stosunek wodoru do chloru w reakcji syntezy chlorowodoru wynosi 2:71.

W odróżnieniu od stosunku masowego, stosunki objętościowe przemian badanych przez Gay-Lussaca kryły w sobie zadziwiającą prostotę, wymagającą uzasadnienia teoretycznego. Trudno bowiem przypuszczać, że był to zwykły przypadek. Uzasadnienie teoretyczne powinno umożliwić przewidywanie stosunku objętościowego dla dowolnej reakcji.

Prawo Avogadra i odkrycie cząsteczkowej budowy niektórych pierwiastków pozwoliły na teoretyczne uzasadnienie prawa Gay-Lussaca. Objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów gazowych jest taki sam, jak ich stosunek molowy. Na przykład:



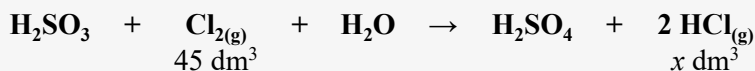
Twierdzenie powyższe jest słuszne wówczas, gdy objętości są odniesione do takich samych warunków ciśnienia i temperatury. Niekoniecznie do warunków normalnych, ale koniecznie do jednakowych warunków.

Liczby określające molowy i objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów gazowych są równe współczynnikom stechiometrycznym równania chemicznego. Prawidłowości te można wykorzystać do określania stosunku objętościowego na podstawie równania chemicznego. Można również postąpić odwrotnie i na podstawie doświadczalnie zmierzonych objętości reagentów określić współczynniki w równaniu.

Przykład 4.

Oblicz, ile dm^3 chlorowodoru HCl powstało w reakcji zapisanej poniżej, jeżeli użyto 45 dm^3 gazowego Cl_2 . Pomiary objętości gazów wykonano w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury.

Porządkujemy dane i szukane, zapisując je pod właściwymi reagentami:



Rozwiązanie polega na ułożeniu odpowiedniej proporcji, uwzględniającej prawo stosunków objętościowych:

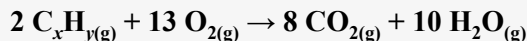
$$\begin{array}{lcl}
 1 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2 & \text{—} & 2 \text{ dm}^3 \text{ HCl} \\
 45 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2 & \text{—} & x \text{ dm}^3 \text{ HCl} \\
 x = 90 \text{ dm}^3 \text{ HCl}
 \end{array}$$

Odpowiedź: W reakcji powstało 90 dm^3 chlorowodoru.

Przykład 5.

Spalono 2 objętości pewnego węglowodoru C_xH_y , zużywając przy tym 13 objętości tlenu. W wyniku reakcji otrzymano 8 objętości tlenku węgla(IV) oraz 10 objętości pary wodnej. Pomiary objętości wykonano w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury. Oblicz wzór sumaryczny węglowodoru, który został poddany spalaniu.

Układamy równanie reakcji, wykorzystując podane objętości reagentów gazowych jako współczynniki stechiometryczne:



Bilans atomów, z którego wynika, że liczba atomów danego pierwiastka po obu stronach równania musi być zgodna, prowadzi do ustalenia wartości indeksów x i y :
 $x = 4$, $y = 10$

Odpowiedź: Spalony węglowódor miał wzór sumaryczny C_4H_{10} .

**Ważne pojęcia:**

- **Stosunek stechiometryczny reagentów** – stosunek ilościowy reagentów w reakcji chemicznej. Stosunek stechiometryczny można wyrażać jako:
 - ♦ **molowy stosunek stechiometryczny reagentów**, czyli stosunek stechiometryczny określony liczbami moli, a więc współczynnikami stechiometrycznymi równania,
 - ♦ **masowy stosunek stechiometryczny reagentów**, czyli stosunek mas reagentów uczestniczących w reakcji,
 - ♦ **objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów**, czyli stosunek objętości reagentów uczestniczących w reakcji.

Przykład:

	$2\text{CO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{CO}_{2(g)}$				
Stosunek molowy	2	:	1	:	2
Stosunek masowy	7	:	4	:	11
Stosunek objętościowy	2	:	1	:	2

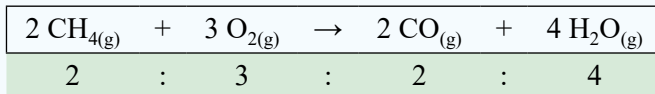
- **Prawo zachowania masy** mówi o tym, że w reakcji chemicznej masa substratów jest równa masie produktów.

Przykład:

H_2SO_4		+	$2 NaOH$		$\rightarrow$	Na_2SO_4		+	$2 H_2O$	
24,5 g			20 g			35,5 g			9 g	
			44,5 g						44,5 g	

- **Prawo stosunków objętościowych** mówi o tym, że jeżeli wszystkie objętości mierzono w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, to stosunek objętości reagujących gazów i gazowych produktów reakcji jest określony niewielkimi liczbami całkowitymi. Dla reagentów gazowych jest on równy stosunkowi współczynników stechiometrycznych tych reagentów, a więc jest identyczny z ich molowym stosunkiem stechiometrycznym.

Przykład:



Rozwiąż zadania (odpowiedzi nie umieszczaj w podręczniku!)

1. Przeprowadzono reakcję chemiczną, której przebieg ilustruje równanie:
 $3 \text{Pb} + 2 \text{FeCl}_3 \rightarrow 3 \text{PbCl}_2 + 2 \text{Fe}$
 Oblicz, ile gramów metalicznego ołowiu wzięło udział w reakcji, jeżeli otrzymano 0,25 mola atomów żelaza.
2. Przeprowadzono reakcję chemiczną, której przebieg ilustruje równanie:
 $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6 \text{HCl} \rightarrow 2 \text{AlCl}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
 Oblicz, ile moli chlorku glinu otrzymano w reakcji, jeżeli równocześnie powstało $7,525 \cdot 10^{22}$ cząsteczek wody.



Sprawdź, co umiesz... (odpowiedzi nie umieszczaj w podręczniku!)**Zadanie 1.** (0-3p.)

Oblicz:

- stosunek molowy atomów w ortofosforanie(V) wapnia o wzorze $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$,
- stosunek masowy atomów w siarczanie(VI) żelaza(III) o wzorze $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$,
- masową zawartość procentową pierwiastków wchodzących w skład cząsteczki kwasu azotowego(V) HNO_3 .

Zadanie 2. (0-1p.)

Oceń, czy podane zdania są prawdziwe, czy fałszywe.

- W 5 molach cząsteczek azotu N_2 znajduje się tyle samo moli atomów, co w 5 molach atomów żelaza.
- Jeden mol cząsteczek tlenu O_2 i jeden mol cząsteczek ciekłej wody H_2O zajmują w warunkach normalnych objętość $22,4 \text{ dm}^3$.
- Siarkowodor H_2S , fosforiak PH_3 i tlenek azotu(IV) NO_2 to gazy o gęstości większej od gęstości powietrza, którego średnia masa molowa wynosi około 29 g/mol .

Zadanie 3. (0-1p.)

Złoto wykorzystywane w jubilerstwie to stop tego pierwiastka z miedzią, a zawartość złota w tej mieszaninie wyrażana jest w karatach. Jeden karat odpowiada $\frac{1}{24}$ części masowej złota.

Oblicz, ile gramów miedzi zawarte jest w wyrobie jubilerskim o masie 15 g , jeżeli wiadomo, że został on wykonany z 21-karatowego złota.

Zadanie 4. (0-2p.)

Próbka tlenku węgla(IV) CO_2 zawierała $3,01 \cdot 10^{21}$ jego cząsteczek. Oblicz:

- łączną liczbę moli atomów w próbce,
- masę próbki tlenku węgla(IV).

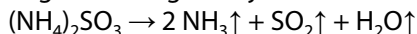
Zadanie 5. (0-1p.)

W ustalonych warunkach ciśnienia i temperatury spalono dwie objętości pewnego gazowego węglowodoru C_xH_y , zużywając pięć objętości tlenu O_2 . W wyniku reakcji otrzymano sześć objętości tlenku węgla(II) CO oraz cztery objętości pary wodnej H_2O .

Oblicz wzór sumaryczny węglowodoru C_xH_y , który został spalony.

Zadanie 6. (0-2p.)

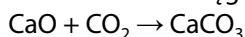
Próbkę siarczanu(IV) amonu $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3$ o masie $7,25 \text{ g}$ poddano reakcji rozkładu termicznego. Przebieg reakcji w warunkach jej przeprowadzenia ilustruje równanie:



Oblicz, jaką łączną objętość w warunkach normalnych zajęłyby gazy wydzielone w tej reakcji.

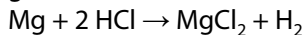
Zadanie 7. (0-2p.)

Oblicz, ile gramów węglanu wapnia CaCO_3 powstanie w reakcji $0,2$ mola tlenku wapnia CaO z tlenkiem węgla(IV) CO_2 . Przebieg reakcji ilustruje równanie:



Zadanie 8. (0-2p.)

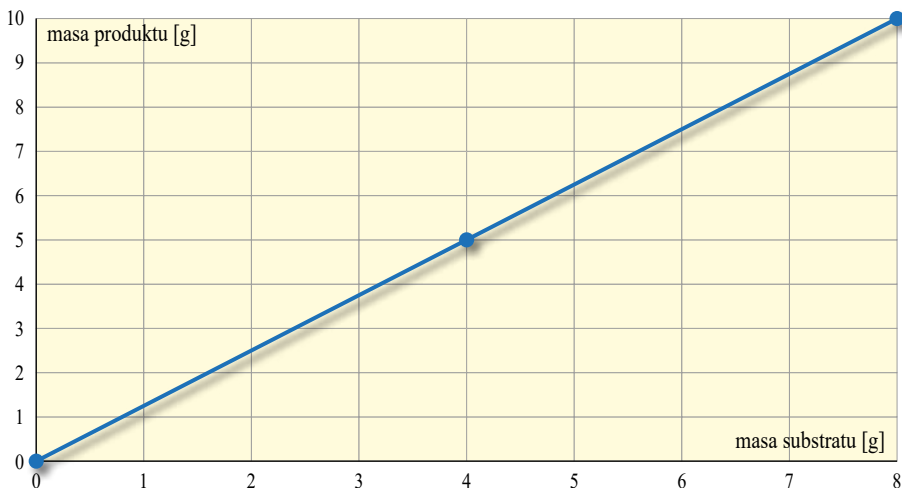
Mieszaninę magnezu Mg i srebra Ag o łącznej masie 33 g wrzucono do roztworu kwasu chlorowodorowego HCl. Zaobserwowano, że srebro nie uległo żadnej reakcji, a magnez rozтворzył się całkowicie, w wyniku czego wydzielilo się 2,8 dm³ wodoru H₂, odcierzonego w warunkach normalnych. Przebieg reakcji ilustruje równanie:



Oblicz, ile gramów srebra zawierała mieszanina tych metali.

Zadanie 9. (0-3)

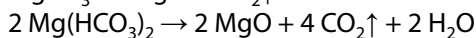
Ilościowy przebieg pewnej reakcji chemicznej zilustrowano na wykresie:



- Oblicz, ile miligramów produktu powstanie, jeżeli do reakcji użyte zostanie 0,125 g substratu.
- Oblicz masę molową substratu, wiedząc, że 62,5 milimola substratu pozwala otrzymać 5 g produktu.
- Wskaż równanie reakcji, której przebieg zilustrowano na wykresie:
 - $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
 - $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
 - $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
 - $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$

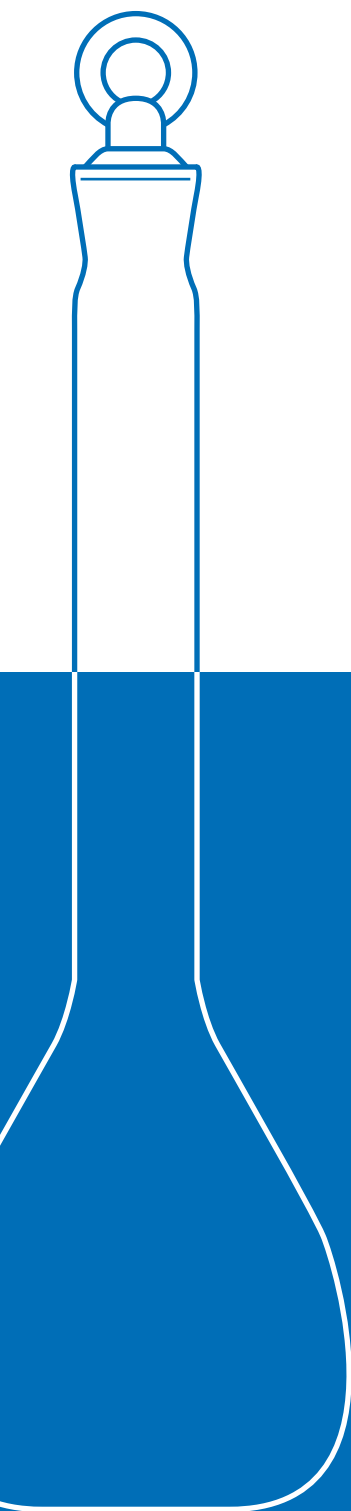
Zadanie 10. (0-2p.)

Węglan magnezu MgCO_3 i wodorowęglan magnezu $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, zmieszane w stosunku molowym 1:2, poddano rozkładowi termicznemu, w wyniku czego zaszły dwie reakcje chemiczne:



Stwierdzono, że w wyniku całkowitego rozkładu obu soli wydzielilo się 8,96 dm³ tlenu węgla(IV) CO_2 odcierzonego w warunkach normalnych.

Oblicz masę mieszaniny obu soli, którą poddano rozkładowi termicznemu.



Zbiór zadań

Zakres podstawowy

Część 1.



1. Budowa atomu

(zadania rozwiązuj w zeszyście)

1. Podaj liczbę elektronów, protonów, neutronów oraz łączną liczbę nukleonów dla następujących nuklidów:
 ${}^1\text{H}$, ${}^{14}\text{C}$, ${}^{52}\text{Cr}$, ${}^{79}\text{Br}$, ${}^{238}\text{U}$.
2. Podaj liczbę elektronów, protonów, neutronów oraz łączną liczbę nukleonów dla następujących nuklidów:
 ${}^{14}\text{N}$, ${}^{23}\text{Na}$, ${}^{27}\text{Al}$, ${}^{65}\text{Zn}$, ${}^{210}\text{Po}$.
3. Na podstawie przybliżonej wartości średniej masy atomowej (A_r) ustal położenie poniższych pierwiastków w tablicy Mendelejewa, wskazując numer grupy i numer okresu, oraz podaj ich symbole:
 $A_r = 9$ u, $A_r = 32$ u, $A_r = 55$ u, $A_r = 119$ u.
4. Na podstawie przybliżonej wartości średniej masy atomowej (A_r) ustal położenie poniższych pierwiastków w tablicy Mendelejewa, wskazując numer grupy i numer okresu, oraz podaj ich symbole:
 $A_r = 16$ u, $A_r = 24$ u, $A_r = 56$ u, $A_r = 197$ u.
5. Posługując się zapisem ${}^A_Z\text{E}$ podaj symbole następujących nuklidów: wodór-3, fluor-19, chrom-54, selen-78, srebro-107.
6. Posługując się zapisem ${}^A_Z\text{E}$ podaj symbole następujących nuklidów: hel-3, bor-11, krzem-28, miedź-63, jod-127.
7. Podaj średnie masy atomowe (w [u]) chloru i miedzi, wiedząc, że ich wartości należy zaokrąglić do $\frac{1}{2}$ u.
8. Podaj średnie masy atomowe (w [u]) potasu i manganu, wiedząc, że ich wartości należy zaokrąglić do jedności.
9. Oblicz średnią masę atomową magnezu, wiedząc, że pierwiastek ten występuje w przyrodzie w postaci mieszaniny trzech izotopów: ${}^{24}\text{Mg}$, ${}^{25}\text{Mg}$ i ${}^{26}\text{Mg}$, a ich procentowe zawartości wynoszą, odpowiednio, 78,6%, 10,11% oraz 11,29%.
10. Oblicz średnią masę atomową potasu, wiedząc, że pierwiastek ten występuje w przyrodzie w postaci mieszaniny trzech izotopów: ${}^{39}\text{K}$, ${}^{40}\text{K}$ i ${}^{41}\text{K}$, a ich procentowe zawartości wynoszą, odpowiednio, 93,08%, 0,0119% oraz 6,91%.
11. Lit występuje w przyrodzie w postaci mieszaniny dwóch izotopów: ${}^6\text{Li}$ i ${}^7\text{Li}$. Oblicz procentowy skład izotopowy litu, wiedząc, że średnia masa atomowa tego pierwiastka wynosi 6,94 u.
12. Chlor występuje w przyrodzie w postaci mieszaniny dwóch izotopów: ${}^{35}\text{Cl}$ i ${}^{37}\text{Cl}$. Oblicz procentowy skład izotopowy chloru, wiedząc, że średnia masa atomowa tego pierwiastka wynosi 35,45 u.

13. Oblicz masę atomu izotopu argonu, w gramach, którego masa wyrażona w [u] wynosi 35,97 u. Skorzystaj z zależności, że: $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.
14. Oblicz masę atomu izotopu niklu, w [u], którego masa wyrażona w gramach wynosi $1,07 \cdot 10^{-22} \text{ g}$. Skorzystaj z zależności, że: $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.
15. Zapisz konfiguracje powłokowe następujących pierwiastków: boru, fluoru, magnezu, chloru i wapnia.
16. Zapisz konfiguracje podpowłokowe, pełne i skrócone, następujących pierwiastków: węgla, tlenu, glinu, fosforu i potasu.
17. Oceń prawdziwość poniższych stwierdzeń.
 - a) Atomy tlenu, siarki i selenu mają taką samą liczbę elektronów walencyjnych.
 - b) Atomy boru, węgla i azotu mają taki sam ładunek jąder atomowych.
 - c) Atomy glinu, krzemu i fosforu mają taką samą liczbę powłok elektronowych.
18. Ustal liczby atomowe pierwiastków o podanych konfiguracja elektronowych:
 - a) $K^2 L^8 M^{18} N^8 O^2$,
 - b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^5$.
19. Ustal liczby atomowe pierwiastków o podanych konfiguracja elektronowych:
 - a) $K^2 L^8 M^{18} N^6$,
 - b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^{10} 4f^{14} 5p^6 7s^2 6d^1 5f^3$.
20. Poniżej zapisano konfiguracje elektronowe atomów dwóch pierwiastków chemicznych, oznaczonych umownymi symbolami X i Y:
 X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$,
 Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
 Ustal rzeczywiste symbole tych pierwiastków oraz ich położenie w tablicy Mendelejewa (numer grupy, numer okresu i blok energetyczny).

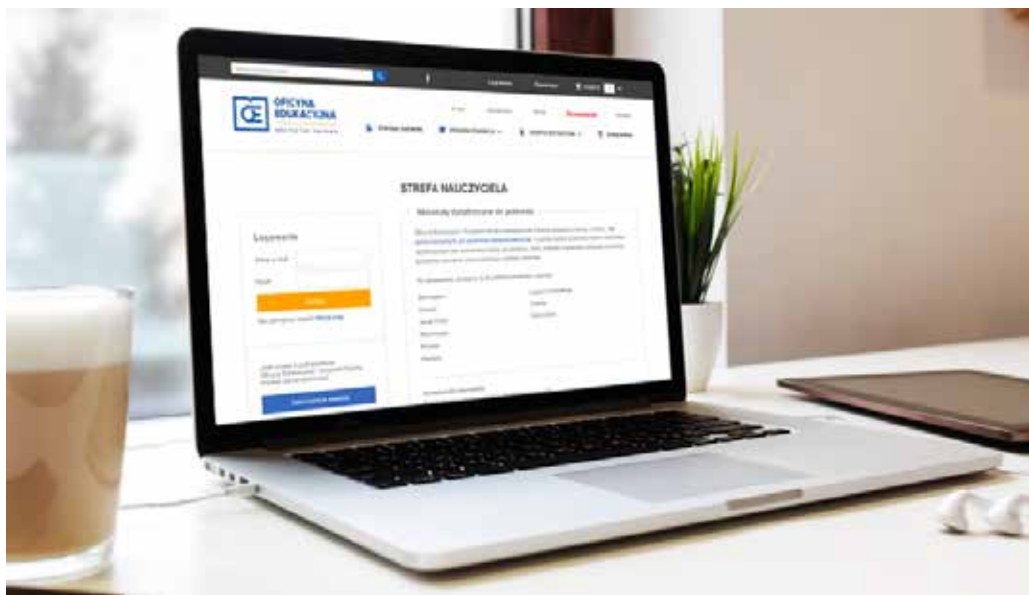
2. Wiązania chemiczne

(zadania rozwiąż w zeszycie)

1. Na podstawie różnicy elektroujemności łączących się ze sobą atomów określ rodzaj wiązania w następujących drobinach:
KCl, CO_2 , PH_3 , SO_2 , NaF, MgO, NCl_3 .
2. Ustal, jaki ładunek elektryczny będą wykazywały jony proste: sodu, siarki, wapnia, chloru, glinu i selenu. Podaj wzory tych jonów.
3. Ustal, ile elektronów zawierają w zewnętrznej powłoce następujące jony: H^- , H^+ , Be^{2+} , O^{2-} , F^- , K^+ .

Dydaktyczna obudowa podręcznika

na naszej stronie internetowej



Dla nauczyciela

- Program nauczania.
- Szczegółowy rozkład materiału z odniesieniami do treści szczegółowych w podstawie programowej.
- Plan wynikowy.
- Wymagania szczegółowe na poszczególne oceny.
- Sprawdzian „na wejściu” pomocny w ocenie poziomu wiedzy i umiejętności uczniów rozpoczynających naukę w liceum lub w technikum.
- Sprawdziany po każdym rozdziale, gotowe do pobrania i wydrukowania.
- Klasówki samodzielnie komponowane przez nauczyciela za pomocą generatora klasówek. Zadania, ich ilość, typ i rodzaj pod względem treści i stopnia trudności, będzie można pobierać z dostępnej bazy zadań, dostosowując klasówki do swoich potrzeb i możliwości uczniów.

Dla ucznia

- Filmowe wersje większości doświadczeń opisanych w podręczniku.
- Animacje.