

Chemia



Informator Matura 2022



• sięgnij • zamów • poćwicz • zdaj



OFICyna
EDUKACYJNA
KRZYSZTOF PAZDRO

NASI PRZEDSTAWICIELE

Jeżeli chcielibyście Państwo dowiedzieć się więcej o naszych książkach, to przedstawiciele regionalni Oficyny Edukacyjnej * Krzysztof Pazdro:

- **przyjadą** do Państwa szkoły, aby przedstawić ofertę wydawnictwa
- **dokonają** wśród grona nauczycieli prezentacji podręczników z jednego lub z kilku przedmiotów
- **porozmawiają** indywidualnie z każdym nauczycielem i pomogą w wyborze podręczników
- **udziela** szczegółowych informacji na temat konferencji i warsztatów organizowanych przez wydawnictwo
- **przedstawia** najkorzystniejsze warunki zakupu publikacji Oficyny.

REGIONY

1

Lubuski

Zachodniopomorski

Pomorski (zachód)

Powiaty: bytowski, chojnicki, człuchowski, kartuski, kościerski, lęborski, pucki, Słupsk, słupski, wejherowski, Gdańsk, Gdynia, Sopot

Wielkopolski (zachód)

Powiaty: czarnkowsko-trzcianecki, grodziski, międzychodzki, nowotomyski, szamotulski, wolsztyński

692-403-384

lubuskie@pazdro.com.pl

2

Dolnośląski

Opolski

Śląski

692-490-546

dolnoslaskie@pazdro.com.pl

3

Wielkopolski

Łódzki

Kujawsko-Pomorski

694-498-275

wielkopolskie@pazdro.com.pl

4

Mazowiecki (północ)

Powiaty: ciechanowski, gostyński, makowski, mławski, ostrołęcki, Ostrołęka, ostrowski, Płock, płocki, płoński, przasnyski, sierpecki, żuromiński

Podlaski

Warmińsko-Mazurski

Pomorski (wschód)

Powiaty: gdański, kwidzyński, malborski, sztumski, nowodworski, starogardzki, tczewski

694-498-274

mazowieckie@pazdro.com.pl

5

Mazowiecki (centrum)

Powiaty: białobrzezki, garwoliński, grodziski, grójecki, legionowski, łosicki, miński, nowodworski, otwocki, piaseczyński, pruszkowski, pułtuski, Siedlce, siedlecki, sochaczewski, sokołowski, Warszawa, warszawski zachodni, węgrowski, wołomiński, wyszkowski, żyrardowski

Lubelski (północ)

Powiaty: bialski, Biała Podlaska, łukowski, parczewski, radzyński

Podlaski (południe)

Powiat: siemiatycki

666-376-451

warszawa@pazdro.com.pl

6

Lubelski

Podkarpacki

Świętokrzyski

Małopolski

Mazowiecki (południe)

Powiaty: koziński, lipski, przysuski, Radom, radomski, szydłowiecki, zwoleński

692-490-544

lubelskie@pazdro.com.pl



Szanowni Państwo,

oto informator o naszych pozycjach wydawniczych z chemii, które są przeznaczone dla uczniów liceów i techników, przygotowujących się do matury według zasad obowiązujących od roku szkolnego 2014/15.

Wybrane fragmenty książek ilustrują zakres i sposób opracowania treści nauczania, ujętych w podstawie programowej obowiązującej w szkołach od września 2012 r. W poszczególnych pozycjach prezentujemy: okładkę, spis treści, wstęp do książki, przykładowy fragment opracowania treści i odpowiedni fragment odpowiedzi.

Gorąco zachęcamy do korzystania z naszej oferty. Jesteśmy przekonani, że pozycje te pomogą uczniom skutecznie przygotować się do matury i osiągnąć sukces podczas egzaminu.

Wydawca



ul. Kościańska 4, 01-695 Warszawa
tel. 22 560 81 00, fax 22 560 81 27
e-mail: pazdro@pazdro.com.pl
www.pazdro.com.pl

Spis treści

Chemia. Zbiór zadań maturalnych CKE z rozwiązaniami. Lata 2010-2020. Poziom rozszerzony	3
Zbiór zadań z chemii do liceów i techników. Zakres rozszerzony	11
Chemia. Fundamenty. Zadania przedmaturalne. Zakres rozszerzony	21
Chemia. Związki organiczne. Zadania przedmaturalne. Zakres rozszerzony	27
Chemia. Pierwiastki i związki nieorganiczne. Zadania przedmaturalne. Zakres rozszerzony	28
Chemia. Repetytorium dla przyszłych maturzystów i studentów	29
Chemia. Powtórka przed maturą. Zadania	43
Chemia. Vademecum maturalne	51
Chemia. Zbiór zadań z próbnych arkuszy maturalnych. Poziom rozszerzony ...	59

CHEMIA

ZBIÓR ZADAŃ MATURALNYCH

Lata 2010–**2020**
Poziom rozszerzony



Zawiera
zadania z matury
2021

930 ZADAŃ
Centralnej Komisji Egzaminacyjnej
Z ROZWIĄZANAMI

Opracowali
Piotr Kosztołowicz
Dorota Kosztołowicz



format 205 x 292 mm,
stron 396

Spis treści

Wstęp	4
-------------	---

TEKSTY ZADAŃ MATURALNYCH

1. Budowa atomu	5
2. Układ okresowy	23
3. Budowa i właściwości substancji chemicznej	30
4. Stechiometria	44
5. Stężenia roztworów	51
6. Reakcje utleniania i redukcji	56
7. Kinetyka chemiczna	63
8. Równowaga chemiczna	70
9. Termochemia, energetyka chemiczna	87
10. Stała i stopień dysocjacji, pH, iloczyn rozpuszczalności	91
11. Reakcje w roztworach wodnych	110
12. Związki nieorganiczne – identyfikacja	128
13. Związki nieorganiczne – blok s i p	140
14. Związki nieorganiczne – blok d	156
15. Węglowodory	169
16. Alkohole, fenole, aldehydy i ketony	195
17. Kwasy karboksylowe, estry i tłuszcze	226
18. Organiczne związki azotu	251
19. Cukry	280

SZKICE ROZWIĄZAŃ I ODPOWIEDZI

1. Budowa atomu	305
2. Układ okresowy	309
3. Budowa i właściwości substancji chemicznej	309
4. Stechiometria	312
5. Stężenia roztworów	319
6. Reakcje utleniania i redukcji	324
7. Kinetyka chemiczna	326
8. Równowaga chemiczna	328
9. Termochemia, energetyka chemiczna	336
10. Stała i stopień dysocjacji, pH, iloczyn rozpuszczalności	338
11. Reakcje w roztworach wodnych	345
12. Związki nieorganiczne – identyfikacja	350
13. Związki nieorganiczne – blok s i p	353
14. Związki nieorganiczne – blok d	357
15. Węglowodory	360
16. Alkohole, fenole, aldehydy i ketony	369
17. Kwasy karboksylowe, estry i tłuszcze	378
18. Organiczne związki azotu	384
19. Cukry	391

Wstęp

W latach 2010–2014 chemię można było zdawać na maturze na poziomie podstawowym i poziomie rozszerzonym. Od roku 2015 jest już zdawana wyłącznie na poziomie rozszerzonym jako przedmiot dodatkowy.

Od 2010 roku upłynęło już 10 lat. Jest to wystarczający okres czasu, by na podstawie przeglądu arkuszy maturalnych zorientować się, jakiego typu i o jakiej skali trudności zadań może spodziewać się na egzaminie przyszły maturzysta.

W tym zbiorze zebrano wszystkie zadania, które występowały w arkuszach maturalnych CKE, na poziomie rozszerzonym, w latach 2010–2020. Zadania zostały jednak podzielone i uporządkowane tematycznie, według rozdziałów występujących w typowym programie nauczania chemii w szkole. Obok kolejnego numeru zadania w danym rozdziale jest wskazówka, z arkusza której matury dane zadanie pochodzi (miesiąc, rok, nr zadania w tym arkuszu i liczba punktów). Do wszystkich zadań podano szkice rozwiązań i odpowiedzi.

Ten zbiór może być świetnym materiałem do samodzielnego przygotowania się do egzaminu. Może być również pomocny nauczycielowi w zaplanowaniu cyklu powtórzeń przygotowujących uczniów do matury.

Mamy nadzieję, że ten bogaty materiał pozwoli uczniom lepiej przygotować się do egzaminu.

Wydawca

Do zbioru dołączono wkładkę z zadaniami maturalnymi z **maja 2021 r.** Zostały one uporządkowane według tematów występujących w niniejszym zbiorze.

TEKSTY ZADAŃ MATURALNYCH

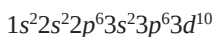
1. Budowa atomu

Słowa kluczowe

Atom, jądro atomowe, elektron, proton, neutron, nukleon, deuteron, liczba masowa, liczba atomowa, pierwiastek chemiczny, masa atomowa, izotopy, nuklidy, przemiana jądrowa, przemiana α , przemiana β^- , β^+ , cząstka α , cząstka β , szereg promieniotwórczy, okres półtrwania, liczba kwantowa (główna, poboczna, magnetyczna, magnetyczna spinowa), konfiguracja elektronowa, elektrony walencyjne, powłoka elektronowa, podpowłoka elektronowa (s , p , d), orbital atomowy, okres, grupa, jon prosty.

Zadanie 1.1. [CKE, matura, maj 2010, zad. 1. (1 pkt)]

Atomy pierwiastka X tworzą jony X^{3+} , których konfigurację elektronową można zapisać:



Uzupełnij poniższą tabelę, wpisując symbol pierwiastka X, dane dotyczące jego położenia w układzie okresowym oraz symbol bloku konfiguracyjnego (energetycznego) s , p lub d , do którego należy pierwiastek X.

Symbol pierwiastka	Numer okresu	Numer grupy	Symbol bloku

Zadanie 1.2. [CKE, matura, maj 2010, zad. 2. (2 pkt)]

Jednym z pierwszych sztucznie otrzymanych radionuklidów był izotop azotu ${}^{13}_{7}\text{N}$. Powstał on w wyniku napromieniowania izotopu boru ${}^{10}_{5}\text{B}$ cząstkami α pochodzącymi z naturalnej przemiany promieniotwórczej, jakiej ulega izotop polonu ${}^{210}_{84}\text{Po}$.

Napisz równania przemian promieniotwórczych opisanych powyżej.

Zadanie 1.3. [CKE, matura, maj 2011, zad. 1. (2 pkt)]

Pewien pierwiastek X tworzy anion prosty o konfiguracji elektronowej atomu argonu. W stanie podstawowym w powłoce walencyjnej atomu pierwiastka X dwa orbitale p mają niesparowane elektrony.

Napisz symbol pierwiastka X oraz podaj konfigurację elektronową powłoki walencyjnej atomu tego pierwiastka.

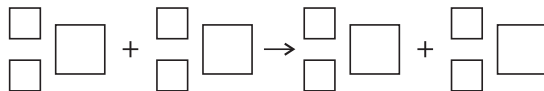
Informacja do zadań 1.4.–1.6.

Tryt ${}^3\text{H}$ (T) jest nietrwałym izotopem wodoru o okresie półtrwania 12,3 lat, który emituje cząstki β^- . Powstaje on między innymi w wyższych warstwach atmosfery na skutek zderzeń neutronów z atomami azotu ${}^{14}\text{N}$. W przemianie tej obok trytu powstaje także trwały izotop węgla.

Tryt w reakcji z tlenem tworzy wodę trytową, która w opadach przedostaje się do wód powierzchniowych. Szacuje się, że w 1 cm^3 wody będącej w naturalnym obiegu znajduje się $6 \cdot 10^4$ atomów trytu.

Zadanie 1.4. [CKE, matura, maj 2011, zad. 5. (1 pkt)]

Napisz równanie reakcji wytwarzania trytu w wyższych warstwach atmosfery. Uzupełnij poniższy schemat.



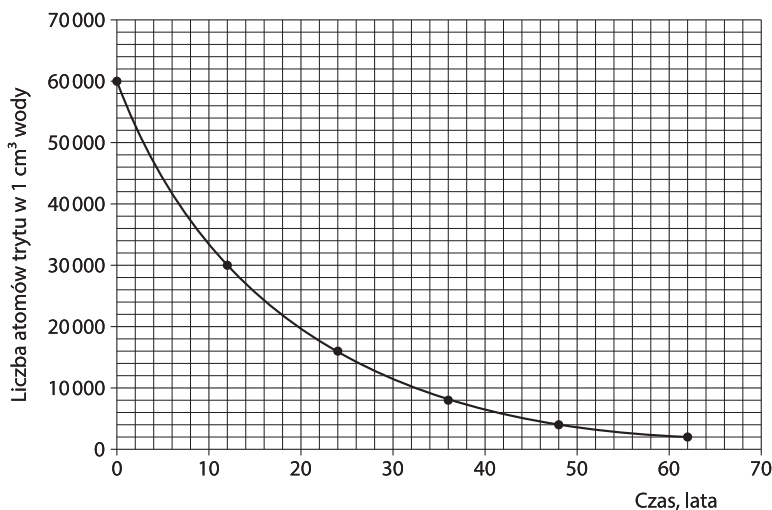
Zadanie 1.5. [CKE, matura, maj 2011, zad. 6. (1 pkt)]

Podaj w przybliżeniu, w ilu dm^3 wody będącej w naturalnym obiegu znajduje się 1 mol atomów trytu.

Zadanie 1.6. [CKE, matura, maj 2011, zad. 7. (1 pkt)]

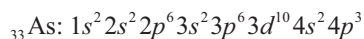
Próbkę wody o objętości 10 cm^3 umieszczono w naczyniu i szczelnie zamknięto.

Na podstawie poniższego wykresu przedstawiającego zależność liczby atomów trytu w 1 cm^3 wody od czasu oszacuj, ile atomów trytu pozostanie w próbce wody o objętości 10 cm^3 po 40 latach.



Zadanie 1.7. [CKE, matura, czerwiec 2011, zad. 1. (1 pkt)]

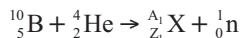
Konfiguracja elektronowa atomu arsenu w stanie podstawowym jest następująca:



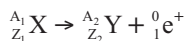
Narysuj klatkowy model rozmieszczenia elektronów walencyjnych atomu arsenu.

Zadanie 1.8. [CKE, matura, czerwiec 2011, zad. 2. (1 pkt)]

Napromieniowanie izotopu ^{10}B cząstkami $\alpha(^4_2\text{He})$ wywołuje reakcję jądrową, której przebieg ilustruje schemat:



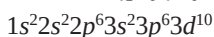
Powstający w jej wyniku izotop $^{A_1}_{Z_1}\text{X}$ jest nietrwały i samorzutnie ulega przemianie $\beta^+ (^0_1\text{e}^+)$ zgodnie ze schematem:



Podaj symbol pierwiastka Y oraz wartość liczby masowej (A_2) izotopu tego pierwiastka, powstającego w powyżej opisanych przemianach.

Zadanie 1.9. [CKE, matura, maj 2012, zad. 1. (1 pkt)]

Atomy pierwiastka X tworzą kationy X^{2+} o następującej konfiguracji elektronowej:



Podaj symbol pierwiastka X, określ jego położenie w układzie okresowym i blok energetyczny (konfiguracyjny), do którego pierwiastek ten należy.

Symbol pierwiastka	Numer okresu	Numer grupy	Symbol bloku

Zadanie 1.10. [CKE, matura, maj 2012, zad. 2. (1 pkt)]

Pewien orbital atomowy opisują liczby kwantowe o następujących wartościach:

główna liczba kwantowa $n = 4$,

poboczna liczba kwantowa $l = 2$,

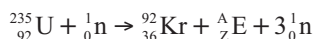
magnetyczna liczba kwantowa $m_l = 0$.

Uzupełnij poniższe zdanie, wybierając symbol podpowłoki, do której należy ten orbital, oraz maksymalną liczbę elektronów na tej podpowłoce. Podkreśl wybrany symbol podpowłoki i liczbę elektronów.

Opisany orbital należy do podpowłoki ($4s$ / $4p$ / $4d$ / $4f$), na której maksymalna liczba elektronów wynosi (2 / 6 / 10 / 14).

Zadanie 1.11. [CKE, matura, czerwiec 2012, zad. 1. (1 pkt)]

Rozszczepienie radioizotopu $^{235}_{92}\text{U}$ przebiega zgodnie ze schematem:



Podaj symbol oraz liczbę atomową i liczbę masową nuklidu ^A_ZE :

Zadanie 1.12. [CKE, matura, czerwiec 2012, zad. 2. (1 pkt)]

Poniżej podano konfiguracje elektronowe atomów trzech pierwiastków.

Cu: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$

C: $1s^2 2s^1 2p^3$

Cr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$

Podaj symbol pierwiastka, dla którego przedstawiono konfigurację elektronową atomu w stanie wzbudzonym.

Zadanie 1.13. [CKE, matura, maj 2013, zad. 1. (3 pkt)]

Z konfiguracji elektronowej atomu w stanie podstawowym pierwiastka X wynika, że w tym atomie:

- elektrony rozmieszczone są na trzech powłokach elektronowych;
- w powłoce walencyjnej liczba elektronów sparowanych jest równa liczbie elektronów niesparowanych.

a) Uzupełnij poniższą tabelę, wpisując symbol chemiczny pierwiastka X, dane dotyczące jego położenia w układzie okresowym oraz symbol bloku konfiguracyjnego (energetycznego), do którego należy pierwiastek X.

Symbol pierwiastka	Numer okresu	Numer grupy	Symbol bloku

b) Napisz fragment konfiguracji elektronowej atomu pierwiastka X opisujący rozmieszczenie w podpowłokach elektronów walencyjnych.

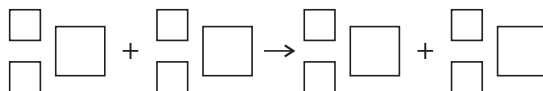
c) Dla jednego ze sparowanych elektronów walencyjnych podaj wartości dwóch charakteryzujących go liczb kwantowych: głównej i pobocznej. Obie wartości wpisz do tabeli.

Liczby kwantowe	Główna liczba kwantowa [n]	Poboczna liczba kwantowa [l]
Wartości liczb kwantowych		

Zadanie 1.14. [CKE, matura, maj 2013, zad. 3. (1 pkt)]

Na cześć wybitnego polskiego astronoma Mikołaja Kopernika pierwiastek o liczbie atomowej 112 otrzymał nazwę copernicium i symbol Cn. Reakcja prowadząca do otrzymania tego pierwiastka zachodzi pomiędzy jądrami ^{208}Pb i ^{70}Zn . Towarzyszy jej emisja pewnej cząstki wchodzącej w skład atomu.

Napisz równanie opisanej reakcji jądrowej. Uzupełnij wszystkie pola w podanym schemacie.



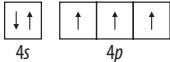
Zadanie 1.15. [CKE, matura, maj 2013, zad. 4. (3 pkt)]

Jednym z promieniotwórczych izotopów strontu jest ^{90}Sr . Jego okres półtrwania wynosi około 28 lat. Izotop ten jest bardzo niebezpieczny dla człowieka, ponieważ ze względu na swoje właściwości chemiczne łatwo wbudowuje się w tkankę kostną w miejsce nieradioaktywnego izotopu innego pierwiastka.

- Oblicz, po jakim czasie z próbki ^{90}Sr o masie 51,2 mg pozostanie 0,4 mg tego izotopu.
- Podaj symbol chemiczny pierwiastka, w miejsce którego wbudowuje się stront.

SZKICE ROZWIĄZAŃ I ODPOWIEDZI

1. Budowa atomu

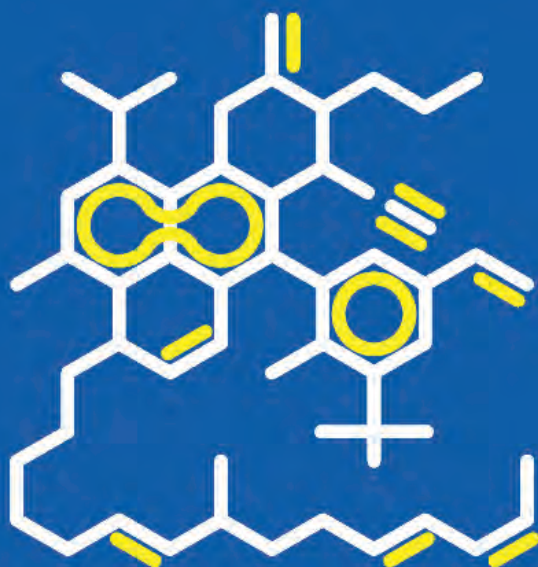
Nr zadania	Rozwiązania i odpowiedzi	Liczba punktów
1.1.	Symbol – Ga, okres – 4, grupa 13, blok – <i>p</i>	1
1.2.	${}_{84}^{210}\text{Po} \rightarrow {}_2^4\text{He} + {}_{82}^{206}\text{Pb}$ ${}_{5}^{10}\text{B} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_7^{13}\text{N} + {}_0^1\text{n}$	2
1.3.	Symbol pierwiastka X: S Konfiguracja elektronowa powłoki walencyjnej: $3s^23p^4$	2
1.4.	${}_{7}^{14}\text{N} + {}_0^1\text{n} \rightarrow {}_1^3\text{H} + {}_6^{12}\text{C}$	1
1.5.	Stosunek liczby atomów trytu do objętości wody jest stały: $\frac{N_1}{V_1} = \frac{N_2}{V_2}$ $\frac{6 \cdot 10^4}{10^{-3} \text{ dm}^3} = \frac{6,02 \cdot 10^{23}}{V_2} \quad \text{stąd} \quad V_2 = 10^{16} \text{ dm}^3$	1
1.6.	60 000 atomów trytu	1
1.7.		1
1.8.	Symbol pierwiastka Y: C Liczba masowa A_2 : 13	1
1.9.	Symbol pierwiastka – Zn, numer okresu – 4, numer grupy – 12, symbol bloku – <i>d</i>	1
1.10.	4 <i>d</i> , 10	1
1.11.	${}_{56}^{141}\text{Ba}$	1
1.12.	C	1
1.13.	a) Symbol pierwiastka – Si, numer okresu – 3, numer grupy – 14, symbol bloku – <i>p</i> b) $3s^23p^2$ c) $n = 3, l = 0$	3
1.14.	${}_{82}^{208}\text{Pb} + {}_{30}^{70}\text{Zn} \rightarrow {}_{112}^{277}\text{Cn} + {}_0^1\text{n}$	1
1.15.	a) $51,2 \rightarrow 25,6 \rightarrow 12,8 \rightarrow 6,4 \rightarrow 3,2 \rightarrow 1,6 \rightarrow 0,8 \rightarrow 0,4$ $t = 7 \cdot 28 \text{ lat} = 196 \text{ lat}$ b) Ca	3
1.16.	${}_{7}^{14}\text{N} + {}_2^4\text{He} \rightarrow {}_1^1\text{p} + {}_8^{17}\text{O}$	1
1.17.	1. – P, 2. – F, 3. – F	1

KRZYSZTOF M. PAZDRO
ANNA ROLA-NOWORYTA

Zbiór zadań z chemii

do liceów i techników

ZAKRES ROZSZERZONY



format 165 x 235 mm,
stron 458

Spis treści

WSTĘP	8
Wykaz symboli wielkości chemicznych i fizycznych stosowanych w tekście	10
Zasady określania liczby cyfr znaczących	11
Zasady zaokrąglania liczb	11
Podstawowe zasady nomenklatury związków nieorganicznych zalecane przez Polskie Towarzystwo Chemiczne od 1998 r.	12
ROZDZIAŁ 1. Przekazywanie informacji chemicznych	
1.1. Skład substancji przedstawiany wzorami sumarycznymi	21
1.2. Budowa substancji przedstawiana wzorami strukturalnymi	24
1.3. Przemiany substancji przedstawiane równaniami lub schematami reakcji	28
1.4. Tablica Mendelejewa	35
ROZDZIAŁ 2. Podstawy stechiometrii	
2.1. Masy atomów i cząsteczek	39
2.2. Mol	41
2.3. Masa mola	43
2.4. Objętość mola w warunkach normalnych. Prawo Avogadra	49
2.5. Objętość mola w różnych warunkach ciśnienia i temperatury. Równanie Clapeyrona	53
ROZDZIAŁ 3. Stechiometria wzorów chemicznych	
3.1. Prawo stałości składu (prawo Prousta)	56
3.2. Skład ilościowy związku chemicznego	57
3.3. Ustalanie wzoru chemicznego na podstawie składu ilościowego	60
3.4. Ustalanie wzoru chemicznego na podstawie stosunku objętościowego reagentów. Prawo Gay-Lussaca	63
3.5. Stechiometria hydratów	64
ROZDZIAŁ 4. Stechiometria równań chemicznych	
4.1. Prawo zachowania masy	66
4.2. Molowy stosunek stechiometryczny reagentów	67
4.3. Masowy stosunek stechiometryczny reagentów	70
4.4. Objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów	76
4.5. Przebieg reakcji po zmieszaniu substratów w stosunku niestechiometrycznym	80
4.6. Wykorzystywanie stosunku ilościowego reagentów do obliczania parametrów chemicznych substancji	84
4.7. Wydajność reakcji	89
4.8. Reakcje równoległe (współbieżne)	90

4.9. Szybkość reakcji. Katalizatory	92
4.10. Kinetyka	95
4.11. Równowaga chemiczna	97
4.12. Reguła Le Chateliera	103
4.13. Obliczenia termochemiczne	104

ROZDZIAŁ 5. Stechiometria mieszanin

5.1. Udziały masowe. Wskaźniki udziału	112
5.2. Skład procentowy mieszanin. Stosunek molowy, masowy i objętościowy składników	118
5.3. Ułamek molowy, masowy i objętościowy	123
5.4. Parametry mieszanin w funkcji składu	124
5.5. Reakcje z mieszaniną o znanym składzie	128
5.6. Skład mieszaniny poreakcyjnej	131
5.7. Ustalanie składu mieszanin	132

ROZDZIAŁ 6. Budowa atomów

6.1. Składniki atomów. Izotopy	136
6.2. Przemiany jądrowe	139
6.3. Konfiguracje elektronowe	144
6.3.1. Konfiguracje powłokowe	144
6.3.2. Konfiguracje podpowłokowe	146
6.3.3. Konfiguracje orbitalne	148
6.4. Widma emisyjne. Liczby kwantowe	149

ROZDZIAŁ 7. Przekształcenia atomów w inne drobiny

7.1. Przekształcenia atomów w jony	152
7.2. Przekształcenia atomów w cząsteczki	156

ROZDZIAŁ 8. Roztwory

8.1. Stężenie procentowe	162
8.2. Stężenie masowe	165
8.3. Stężenie molowe	167
8.4. Przeliczanie stężeń	172
8.5. Rozpuszczalność	178
8.6. Rozpuszczanie hydratów	182
8.7. Mieszanie roztworów	183
8.8. Rozcieńczanie roztworów	187
8.9. Zateżnianie roztworów	190

ROZDZIAŁ 9. Chemia roztworów wodnych

9.1. Dysocjacja jonowa	192
9.2. Stopień dysocjacji. Stężenie molowe jonów	194

9.3. Stała dysocjacji. Prawo rozcieńczeń Ostwalda	197
9.4. Wykładnik stężenia jonów wodorowych	200
9.5. Reakcje jonowe	202
9.6. Stechiometria reakcji w roztworach	207
9.7. Twardość wody	211
9.8. Hydroliza soli	211
9.9. Amfoteryczność	212
9.10. Iloczyn rozpuszczalności. Rozpuszczalność molowa	214
9.11. Teoria Brønsteda	220

ROZDZIAŁ 10. Reakcje utleniania-redukcji

10.1. Stopień utlenienia	224
10.2. Równania chemiczne reakcji utleniania-redukcji	225

ROZDZIAŁ 11. Elektrochemia

11.1. Ogniwa. Szereg napięciowy	232
11.2. Reakcje w elektrolizerze	237
11.3. Prawa Faradaya	239

ROZDZIAŁ 12. Związki nieorganiczne

12.1. Tlenki	246
12.2. Wodorki	248
12.3. Wodorotlenki	249
12.4. Kwasy	249
12.5. Sole	252

ROZDZIAŁ 13. Pierwiastki bloku s

13.1. Wodór	257
13.2. Litowce	258
13.3. Berylownice	259

ROZDZIAŁ 14. Pierwiastki bloku p

14.1. Fluorowce	261
14.2. Tlenowce	263
14.3. Azotowce	266
14.4. Węglowce	268
14.5. Borowce	271

ROZDZIAŁ 15. Pierwiastki bloku d

15.1. Żelazowce (Fe, Ru, Os)	274
15.2. Manganowce (Mn, Tc, Re)	276
15.3. Chromowce (Cr, Mo, W)	278
15.4. Miedziowce (Cu, Ag, Au)	279

ROZDZIAŁ 16. Węglowodory

16.1. Węglowodory nasycone	282
16.2. Węglowodory nienasycone	290
16.3. Węglowodory aromatyczne	298

ROZDZIAŁ 17. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

17.1. Alkohole i fenole	307
17.2. Aldehydy i ketony	314
17.3. Kwasy karboksylowe	318
17.4. Estry	324
17.5. Aminy. Związki nitrowe. Amidy	328

ROZDZIAŁ 18. Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów

18.1. Hydroksykwasy. Hydroksyaldehydy. Hydroksyketony	332
18.2. Aminokwasy. Peptydy. Białka	333
18.3. Cukry	335

ROZDZIAŁ 19. Chemia wokół nas

ROZDZIAŁ 20. Elementy ochrony środowiska

ANEKSY I TABELE

ANEKS 1. Zapisywanie symboli i wzorów chemicznych	342
ANEKS 2. Przedrostki do tworzenia dziesiętnych krotności (podwielokrotności i wielokrotności) jednostek układu SI	342
ANEKS 3. Zasady tworzenia jednostek krotnych (wtórnych) układu SI	342
ANEKS 4. Masa atomowa i cząsteczkowa	343
ANEKS 5. Skład związku chemicznego	344
ANEKS 6. Liczność materii i jej wielkości pochodne	344
ANEKS 7. Skład mieszanin	346
Tabela A1. Wskaźniki udziału	347
Tabela A2. Przeliczanie wskaźników udziału	347
Tabela A3. Przeliczanie ułamków ilościowych dla mieszanin dwuskładnikowych	348
ANEKS 8. Stężenia roztworów	348
Tabela A4. Przeliczanie stężeń	349
ANEKS 9. Rozpuszczalność masowa	350
ANEKS 10. Iloczyn rozpuszczalności. Rozpuszczalność molowa	350
ANEKS 11. Prawa gazowe	351
ANEKS 12. Reakcje chemiczne	351
ANEKS 13. Dysocjacja jonowa. pH roztworu. Kwasy i zasady Brønsteda	352
ANEKS 14. Ogniwa	354
ANEKS 15. Elektroliza	354

ANEKS 16.	Wzory elektronowe. Budowa przestrzenna drobin	355
	Tabela A5. Struktury przestrzenne drobin	357
ANEKS 17.	Symbole hybrydyzacji	358
	Tabela A6. Nazwy i symbole orientacji przestrzennej linii prostych łączących atom centralny z ligandami	358
ANEKS 18.	Sposoby rysowania wzorów związków organicznych	359
	Tabela A7. Konfiguracje typowych heksoz	362
ANEKS 19.	Rodzaje izomerii	363

TABELE UZUPEŁNIAJĄCE

Tabela A8.	Skład izotopowy najważniejszych pierwiastków	365
Tabela A9.	Rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie w temperaturze 291–298 K	366
Tabela A10.	Wartości energii niektórych wiązań kowalencyjnych [kJ/mol] .	366
Tabela A11.	Gęstości wodnych roztworów wodorotlenków, kwasów i alkoholu etylowego w temperaturze 291 K [g/cm ³]	367
Tabela A12.	Redukcja objętości gazu do warunków normalnych $V_0 = k \cdot V$.	368
Tabela A13.	Stałe dysocjacji, stopnie dysocjacji, pH roztworu	369
Tabela A14.	Szereg napięciowy metali	372
Tabela A15.	Potencjały standardowe niektórych półogniw redoks	372
Tabela A16.	Nadnapięcia wydzielania wodoru, tlenu i metali (w woltach) na różnych elektrodach	373

ODPOWIEDZI

Rozwiązania zadań trudnych (**) zamieszczono
na stronie internetowej wydawnictwa

SKOROWIDZ (polsko-angielski)

TABLICE – Układy okresowe

WSTĘP

do wydania nowego 2019

Oddajemy do rąk Nauczycieli i Uczniów kolejną edycję powszechnie znanego i cenionego od wielu lat „Zbioru zadań z chemii” Krzysztofa M. Pazdry. Zbiór był wielokrotnie wznawiany przez czterech kolejnych wydawców pod kilkakrotnie modyfikowanym tytułem określającym adresata.

Obecne, nowe wydanie zbioru zadań, zmienione i rozszerzone, obejmuje wszystkie wymagania programowe kształcenia w zakresie rozszerzonym, przedstawione w podstawie programowej dla liceów i techników, obowiązującej w tych szkołach od września 2019 r.

Współautorka zbioru, Anna Rola-Noworyta, zadbała o jego aktualizację merytoryczną i terminologiczną. Zbiór kończy się skorowidzem rzeczowym polsko-angielskim.

Redaktor

Informacje dla Nauczyciela

Różnice w stosunku do wydania z roku 2012 polegają na dodaniu nowych zadań w kilku istniejących rozdziałach (zwłaszcza w zakresie chemii organicznej), oraz na poszerzeniu zbioru o zestaw zadań w nowych rozdziałach, takich jak *Chemia wokół nas* i *Elementy ochrony środowiska*.

Uwzględniając postulaty środowiska nauczycielskiego przeredagowaliśmy niniejsze wydanie zbioru, wprowadzając powszechnie stosowane nazewnictwo związków nieorganicznych, oparte na systemie Stocka. Zmieniliśmy również formułę poleceń w treści zadań – z bezokolicznikowej na osobową.

W początkowej części zbioru przedstawiliśmy najważniejsze informacje o zaleceniach Polskiego Towarzystwa Chemicznego w dziedzinie nomenklatury związków nieorganicznych.

Wprowadziliśmy powszechnie przyjęty w podręcznikach akademickich, polskich i obcojęzycznych, system zapisywania wzorów elektronowych Lewisa.

Jeżeli zadania zawierają kilka wersji oznaczonych literami **a**, **b**, **c** itd., to każdą z nich należy traktować jak oddzielne zadanie. Natomiast pytania w obrębie jednego zadania oznaczone cyframi **1**, **2**, **3** itd. stanowią części składowe tegoż zadania.

Rozdział 7.

Przekształcenia atomów w inne drobiny

7.1. Przekształcenia atomów w jony

7.1. Jaki ładunek elektryczny będą wykazywały jony proste: a) potasu, siarki, b) magnezu, bromu, c) glinu, telluru?

7.2. Proces przejścia atomu w jon można przedstawić w formie tzw. równania elektronowego, np. $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$. Podaj równania elektronowe następujących przemian: $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+$, $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+}$, $\text{S} \rightarrow \text{S}^{2-}$, $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$, $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+}$, $\text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu}$, $\text{Br}^- \rightarrow \text{Br}$, $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+}$.

7.3. Ile elektronów zawierają w powłoce zewnętrznej następujące jony: K^+ , Br^- , Mg^{2+} , S^{2-} , H^+ , H^- ?

7.4. Podaj rozmieszczenie elektronów w powłokach następujących jonów: Na^+ , Br^- , Ca^{2+} , S^{2-} .

7.5. Ile powłok elektronowych mają następujące jony: Li^+ , Se^{2-} , Al^{3+} , I^- ?

7.6. Podaj podpowłokową konfigurację elektronową następujących jonów: K^+ , Cl^- , Al^{3+} , O^{2-} .

7.7. Podaj po jednym przykładzie jonu, który zawiera w zewnętrznej powłoce: a) 8 elektronów, b) 2 elektrony, c) 18 elektronów.

7.8. W podanym niżej fragmencie układu okresowego zaznaczono gwiazdką symbole pierwiastków, które tworzą trwałe jony proste. Podaj symbole chemiczne jonów o konfiguracji elektronowej:

a) argonu, b) helu, c) kryptonu, d) neonu.

Li^*	Be^*	B	C	N	O^*	F^*
Na^*	Mg^*	Al^*	Si	P	S^*	Cl^*
K^*	Ca^*	Ga^*	Ge^*	As	Se^*	Br^*

7.9. Podaj nazwy helowców, których konfigurację elektronową starają się uzyskać atomy: magnezu, chloru, rubidu, arsenu.

7.10. Podaj nazwy helowców, które mają identyczną konfigurację elektronową, jak jony: Ca^{2+} , Al^{3+} , Br^- , F^- .

7.11. Atom pewnego pierwiastka po oddaniu dwóch elektronów uzyskuje konfigurację elektronową helowca, którego atom zawiera cztery powłoki elektronowe. Jaki to pierwiastek?

7.12. Dopisz czwarty człon w podanych szeregach i określ prawidłowość, według której powstały:

- a) Li^+ , Mg^{2+} , Ga^{3+} , ...,
- b) F^- , S^{2-} , Br^- , ...,
- c) Ca^{2+} , K^+ , Ar ,

* **7.13.** Dlaczego ujemne jony siarki i chloru mają odmienne właściwości chemiczne, pomimo identycznej konfiguracji elektronowej? Który atom jest izoelektronowy z tymi jonami?

7.14. Podaj liczbę elektronów, protonów i neutronów w jonach następujących nuklidów: $^{81}_{35}\text{Br}^-$, $^{40}_{20}\text{Ca}^{2+}$, $^{74}_{34}\text{Se}^{2-}$, $^{56}_{26}\text{Fe}^{3+}$.

7.15. Posługując się zapisem $^A_Z\text{E}^z$ (gdzie: E – symbol pierwiastka, A – liczba masowa, Z – liczba atomowa, z – ładunek elektryczny), podaj wzory jonów: 1) dwudodatni jon magnezu-24, 2) jednoujemny jon chloru-37, 3) trójodatni jon glinu-27.

7.16. Jakie są podobieństwa i różnice w składzie i właściwościach drobin: $^{19}\text{F}^-$, ^{20}Ne , $^{21}\text{Na}^+$?

7.17. Który pierwiastek ma wyższą wartość pierwszej energii jonizacji: a) Na czy Mg; b) Na czy K?

7.18. Dlaczego atom sodu łatwiej przechodzi w stan jonu niż atom magnezu?

7.19. Który z podanych procesów wymaga dostarczenia największego, a który najmniejszego kwantu energii $h\nu$?

- | | |
|--|--|
| 1) $\text{K} + h\nu \rightarrow \text{K}^+ + \text{e}^-$ | 3) $\text{Al} + h\nu \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3\text{e}^-$ |
| 2) $\text{Ca} + h\nu \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$ | 4) $\text{Mg} + h\nu \rightarrow \text{Mg}^+ + \text{e}^-$ |

7.20. Pierwsza energia jonizacji berylu wynosi 9,3 eV, a druga energia jonizacji wynosi 18,2 eV. Ile energii należy doprowadzić do atomu berylu, aby powstał jon Be^{2+} ?

7.21. Oblicz energię potrzebną do przejścia atomu glinu w jon trójodatni. Potrzebne dane wyszukaj w literaturze.

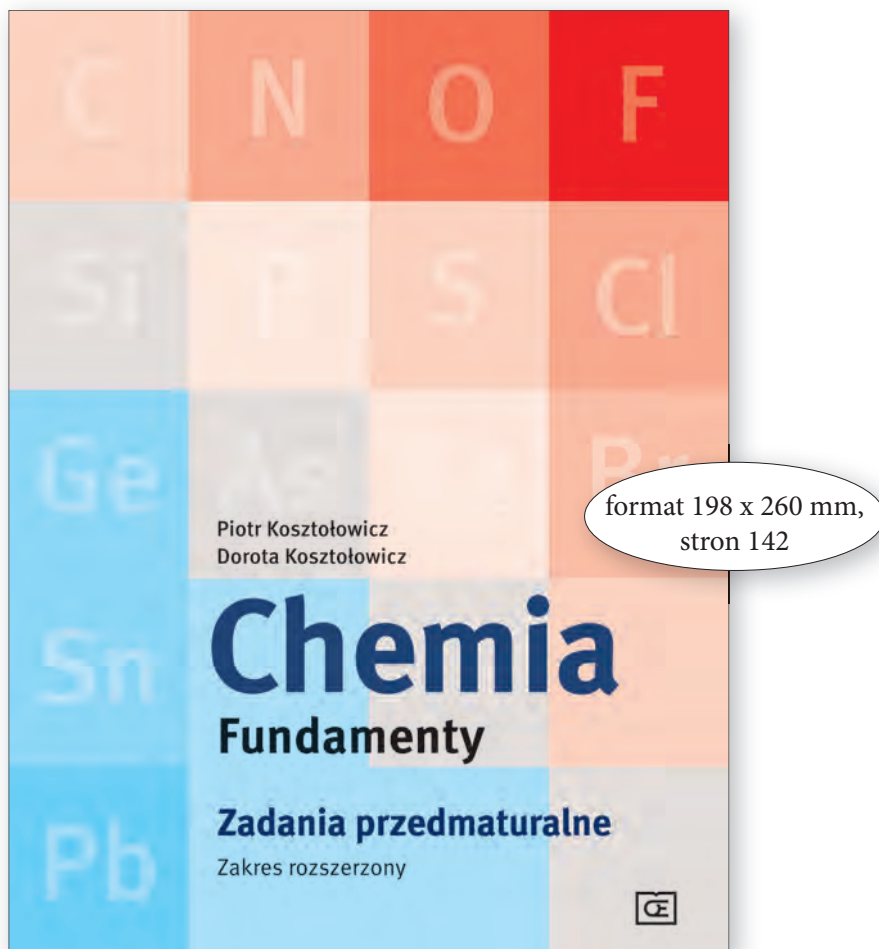
7.22. Zapisz podpowłokową konfigurację walencyjną podanych jonów oraz izoelektronowych z nimi atomów: a) Sc^+ , b) Sc^{2+} , c) Sc^{3+} .

Wskazówka: Konfiguracji elektronowej kationów nie można ustalać przez proste odwrócenie reguł zabudowy powłok i podpowłok. Nie zawsze bowiem konfiguracja **izoelektronowych drobin** jest taka sama z uwagi na odmienny ładunek jądra. Na przykład jon Fe^{3+} ma konfigurację walencyjną $3d^5$ (brak elektronów 4s), a izoelektronowy z nim atom wanadu – $3d^3 4s^2$. Obie te drobinę zawierają po 26 elektronów, z czego 5 walencyjnych, ale jon Fe^{3+} ma ładunek jądra +26 e, podczas gdy jądro atomu wanadu ma ładunek +23 e. W konsekwencji każda podpowłoka w jonie Fe^{3+} ma nieco inną energię niż odpowiadająca jej podpowłoka w atomie wanadu, i to wystarczy do zróżnicowania konfiguracji walencyjnych.

- 6.113. Jeden dla $Z = 11$, trzy dla $Z = 15$, zero dla $Z = 20$, dwa dla $Z = 32$, zero dla $Z = 36$
- 6.114. a) 8, b) 18, c) 20, d) 6
- 6.115. a) Li, b) Be, B, C, N, c) O, d) żaden
- 6.116. a) wszystkie z grupy 15.
b) wszystkie z grupy 16.
- 6.117. a) $\uparrow\downarrow$
b) $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\square$ $\square$
c) $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow$ $\uparrow$
- 6.118. Pd, Ag
- 6.119. Przykłady 1. (dwa niesparowane elektrony)
i 3. (trzy niesparowane elektrony)
- 6.120. 6. Uzasadnienie: $k = \frac{4 \cdot (4 - 1)}{2} = 6$
- 6.121. 5
- 6.122. a) 32, b) 31, c) 31, d) 1
- 6.123. Dwie. Po jednej linii do każdej z serii:
Lymana, Balmera
- 6.124. a) $\delta < \gamma < \beta < \alpha$,
b) $\alpha < \beta < \gamma < \delta$,
c) $\alpha < \beta < \gamma < \delta$
- 6.125. a) $E_\beta - E_\alpha$, b) $\lambda_\alpha - \lambda_\beta$, c) $\nu_\beta - \nu_\alpha$
- 6.126. a) pierwszy, b) trzeci
- 6.127. $E_n = \frac{E_1}{n^2}$, $E_4 = -0,85 \text{ eV}$
- 6.128. a) 1, b) 1, c) 3
- 6.129. 50; 5
- 6.130. 18; wszystkie, dla których $n \geq 5$
- 6.131. a) $2n^2$, b) $4l + 2$, c) 2, d) n^2 , e) $2l + 1$, f) n ,
g) ∞
- 6.132. a) jedna, b) dwie, c) trzy, d) sześć
- 6.133. Liczba l , jako równą $2l + 1$
- 6.134. a) n , b) l , c) m , d) m_s , e) n , l , f) l , m ,
g) m , m_s , h) n , l , m , i) l , m , m_s , j) n , m , m_s ,
k) n , l , m_s , l) n , l , m , m_s
- 6.135. Spinowa liczba kwantowa ($s = \frac{1}{2}$ we wszystkich stanach)
- 6.136. c, e, f
- 6.137. Tak
- $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}$; $\text{Br}^- \rightarrow \text{Br} + e^-$;
 $\text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 2e^-$
- 7.3. K^+ – osiem, Br^- – osiem, Mg^{2+} – osiem,
 S^{2-} – osiem, H^+ – 0, H^- – dwa
- 7.4. Na^+ : $K^2 L^8$; Br^- : $K^2 L^8 M^{18} N^8$;
 Ca^{2+} : $K^2 L^8 M^8$; S^{2-} : $K^2 L^8 M^8$
- 7.5. Li^+ – jedną, Se^{2-} – cztery, Al^{3+} – dwie, I^- – pięć
- 7.6. K^+ : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 2p^6$; Cl^- : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
 Al^{3+} : $1s^2 2s^2 2p^6$; O^{2-} : $1s^2 2s^2 2p^6$
- 7.7. a) Na^+ , b) Li^+ , c) nie ma takich jonów, gdyż
w ostatniej powłoce maksymalnie może znajdować się 8 elektronów
- 7.8. a) S^{2-} , Cl^- , K^+ , Ca^{2+} ; b) Li^+ , Be^{2+} ; c) Se^{2-} , Br^- ;
d) O^{2-} , F^- , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+}
- 7.9. Magnez – neonu, chlor – argonu, rubid – kryptonu,
arsen – kryptonu
- 7.10. Ca^{2+} – argon, Al^{3+} – neon, Br^- – krypton,
 F^- – neon
- 7.11. Jest to stront.
- 7.12. a) Sn^{4+} (ładunek i liczba powłok elektronowych rosną o 1)
b) Te^{2-} (drobiny są izoelektronowe z helowcami, liczba powłok elektronowych różnie o 1)
c) Cl^- (drobiny są izoelektronowe, a pierwiastki są uszeregowane w kolejności spadku liczb atomowych)
- 7.13. Izoelektronowy z tymi jonami jest atom argonu, a odmienne właściwości tych jonów wynikają z odmiennej elektrojemności tych pierwiastków oraz odmiennych sił działających między jądrem atomu a elektronami.
- 7.14. Br^- : 36 elektronów, 35 protonów, 46 neutronów
 Ca^{2+} : 18 elektronów, 20 protonów, 20 neutronów
 Se^{2-} : 36 elektronów, 34 protonów, 40 neutronów
 Fe^{3+} : 23 elektrony, 26 protonów, 30 neutronów
- 7.15. 1) $^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$, 2) $^{37}_{17}\text{Cl}^-$, 3) $^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$
- 7.16. Podobieństwa: taka sama liczba neutronów, elektronów i konfiguracja elektronowa.
Różnice: różna ilość protonów, różne ładunki, F^- łatwo reaguje z kationami, Na^+ łatwo reaguje z anionami, Ne jako gaz szlachetny jest praktycznie nieraktywny.
- 7.17. a) Mg, b) Na
- 7.18. Dzieje się tak, ponieważ pierwsza energia jonizacji dla atomu sodu jest niższa niż dla atomu magnezu. Jon magnezowy jest jonem dwudodatnim, co oznacza, że do przejścia

ROZDZIAŁ 7.

- 7.1. a) K^+ , S^{2-} , b) Mg^{2+} , Br^- , c) Al^{3+} , Te^{2-}
- 7.2. $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$; $\text{Al} \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3e^-$; $\text{S} + 2e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$;
 $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2e^-$; $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + e^-$;



Spis treści

Wstęp	4
Rozdział 1. Przewodnik po chemii	5
Rozdział 2. Budowa atomów	15
Rozdział 3. Przekształcenia atomów w inne drobiny	29
Rozdział 4. Stechiometria	43
Rozdział 5. Mieszaniny	60
Rozdział 6. Reakcje chemiczne	79
Rozdział 7. Chemia roztworów wodnych.	93
Rozwiązania, odpowiedzi i punktacja.	108

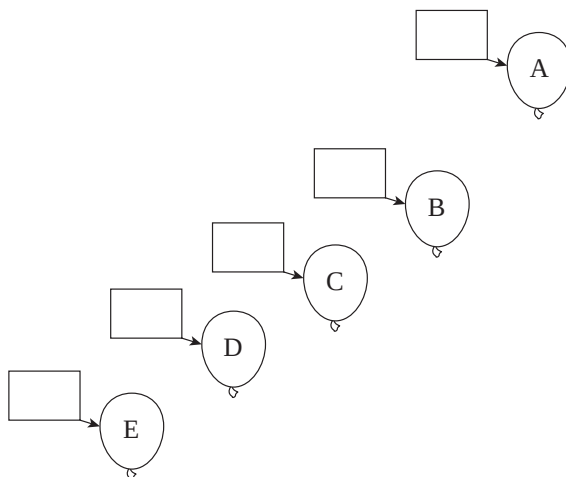
Rozdział 4. Stechiometria

Informacja do zadań 1. i 2.

Gaz wznosi się w atmosferze innego gazu, jeżeli jego gęstość jest mniejsza niż gęstość atmosfery, w której się znalazł. Różnica gęstości może być spowodowana różnicą temperatur lub może wynikać z różnej masy cząsteczkowej gazów. Wiedząc, że średnia masa molowa powietrza wynosi ok. 29 g/mol rozwiąż poniższe zadania.

Zadanie 1. (1 pkt)

Pięć balonów napełniono: azotem, tlenem, helem, neonem i argonem. Balony wyniesiono na pewną wysokość i uwolniono, pozwalając na ich swobodne poruszanie się w atmosferze ziemskiej. Po pewnym czasie balony zajęły położenie pokazane na rysunku:



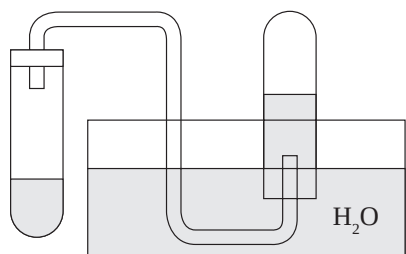
- W kwadratowe pola wpisz symbole chemiczne gazów znajdujących się w poszczególnych balonach.
- Do każdego z nich dorysuj strzałkę informującą o kierunku ruchu tego balonu w atmosferze ziemskiej. Uwzględnij tylko ruchy pionowe.

Zadanie 2. (1 pkt)

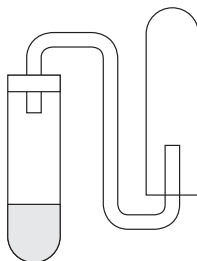
Niżej przedstawiono sześć równań reakcji prowadzących do powstania produktów gazowych i trzy schematy zestawów laboratoryjnych służących do zbierania otrzymanych gazów.

Poszczególnym równaniom reakcji przyporządkuj schematy zestawów, które można zastosować w celu zbierania powstałych produktów gazowych.

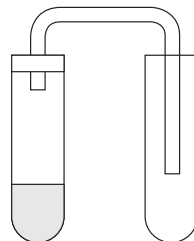
- $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{HCl} \rightarrow 4\text{AlCl}_3 + 3\text{CH}_4$
- $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
- $\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
- $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$



A



B



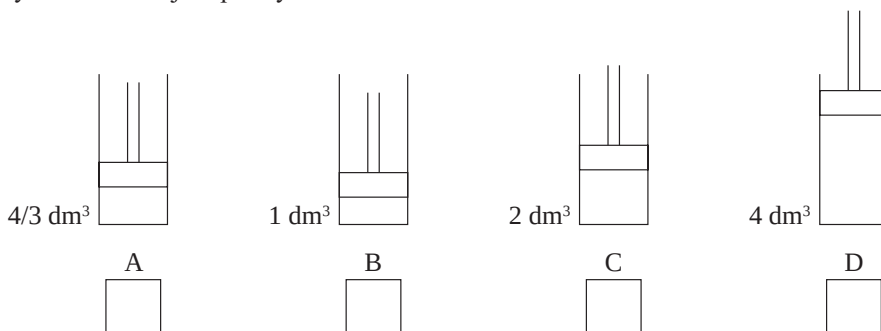
C

Równanie	Schemat (A, B, C)
I	
II	
III	
IV	
V	
VI	

Zadanie 3. (1 pkt)

Cztery porcje różnych substancji gazowych umieszczono w pojemnikach pod tłokiem, jak na zamieszczonym niżej rysunku. Wielkość porcji została dobrana tak, aby w każdej z nich znalazło się tyle samo atomów, niezależnie od rodzajów tworzących cząsteczek tych gazów. Temperatura i ciśnienie w każdym pojemniku byłyby jednakowe.

Wiedząc, że w jednym z pojemników znajdował się gazowy pierwiastek należący do 18. grupy tablicy Mendelejewa, określ, z ilu atomów składały się cząsteczki poszczególnych gazów. Wpisz odpowiednie liczby w wyznaczone miejsca pod rysunkiem.



Zadanie 4. (1 pkt)

Dwie zlewki o jednakowej masie napełniono jednakowymi ilościami kwasu solnego o takim samym stężeniu. Do zlewki I wprowadzono 5,6 g CaO, a do zlewki II – 10 g CaCO₃. W obu zlewkach zaszła reakcja chemiczna z wydajnością 100%. Niżej podano zdania charakteryzujące stan po zajściu reakcji. Wpisz do prawej kolumny literę P jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub F jeżeli jest fałszywe.

Lp.	Zdanie	P/F
1	Masy obu zlewek z produktami reakcji po zejściu procesu były jednakowe.	
2	Zlewka II miała po reakcji większą masę.	
3	Masa suchej pozostałości po odparowaniu zawartości obu zlewek po reakcji była różna.	
4	Stężenia procentowe soli powstałej po reakcji w obu zlewkach były jednakowe.	

Zadanie 5. (4 pkt)

Analiza elementarna pewnego minerału pozwoliła określić zawartość poszczególnych pierwiastków, a jej wyniki zamieszczono w tabeli:

Pierwiastek	Procent masowy
K	14,029
Al	9,712
Si	30,216
O	46,043

W innym laboratorium określono skład minerału złożonego z tych samych pierwiastków, ale wyniki podano w nieco innej postaci:

Tlenek	Procent masowy
K_2O	16,906
Al_2O_3	18,345
SiO_2	64,748

- A. Czy jest możliwe, że oba laboratoria analizowały taki sam minerał? Odpowiedź uzasadnij wykonując odpowiednie obliczenia.
- B. Ustal wzory elementarne obu badanych substancji.

A.

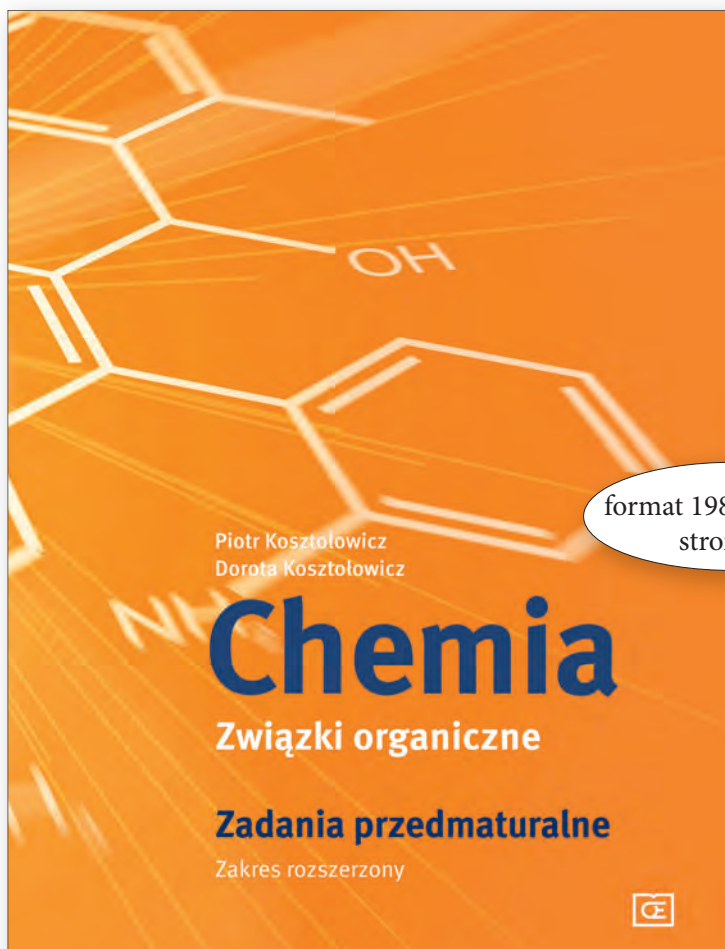
B.

28	1 – P, 2 – P, 3 – F, 4 – F	Za prawidłowe rozwiązanie – 1 pkt	1																																								
29	A. CO ₂ , BeCl ₂ B. H ₂ O, SO ₂ C. CO ₂ , SO ₂ , SO ₃	Za prawidłowe wykonanie całego zadania – 1 pkt	1																																								
30	CH ₄ < C ₂ H ₆ < C ₃ H ₈ < CH ₃ –NH ₂ < C ₂ H ₅ OH < CH ₃ CH ₂ CH ₂ OH	Za prawidłowe uporządkowanie – 1 pkt	1																																								
31	A. HF tworzy silne wiązania wodorowe, a pozostałe fluorowcowodory nie. B. Na temperatury wrzenia pozostałych fluorowcowodorów decydujący wpływ wywiera masa cząsteczkowa – wraz z jej wzrostem rośnie temperatura wrzenia.	Za każdy z punktów – 1 pkt	2																																								
32	HF – stały, HCl – ciekły, HBr – ciekły, HI – stały	Za prawidłowe określenie wszystkich stanów skupienia – 1 pkt	1																																								
33	<table><tr><td></td><td>A</td><td>B</td><td>C</td><td>D</td></tr><tr><td>1</td><td>K₃PO₄</td><td>3</td><td>0</td><td>4 lub 5</td></tr><tr><td>2</td><td>CF₄</td><td>0</td><td>0</td><td>4</td></tr><tr><td>3</td><td>NaI</td><td>1</td><td>0</td><td>0</td></tr><tr><td>4</td><td>H₂SiO₃</td><td>0</td><td>0</td><td>6</td></tr><tr><td>5</td><td>Ca(OH)₂</td><td>2</td><td>0</td><td>2</td></tr><tr><td>6</td><td>K₂O₂</td><td>2</td><td>1</td><td>0</td></tr><tr><td>7</td><td>H₂O₂</td><td>0</td><td>1</td><td>2</td></tr></table>		A	B	C	D	1	K ₃ PO ₄	3	0	4 lub 5	2	CF ₄	0	0	4	3	NaI	1	0	0	4	H ₂ SiO ₃	0	0	6	5	Ca(OH) ₂	2	0	2	6	K ₂ O ₂	2	1	0	7	H ₂ O ₂	0	1	2	Za prawidłowe wypełnienie całej tabeli – 2 pkt Za jeden błąd – 1 pkt Za dwa błędy i więcej – 0 pkt	2
	A	B	C	D																																							
1	K ₃ PO ₄	3	0	4 lub 5																																							
2	CF ₄	0	0	4																																							
3	NaI	1	0	0																																							
4	H ₂ SiO ₃	0	0	6																																							
5	Ca(OH) ₂	2	0	2																																							
6	K ₂ O ₂	2	1	0																																							
7	H ₂ O ₂	0	1	2																																							
34	Kryształy kowalencyjne: B, C, Si Kryształy cząsteczkowe: I ₂ , P, S, Se, Te	Prawidłowe przyporządkowanie wszystkich elementów – 1 pkt	1																																								
35	1 – P, 2 – P, 3 – F	Prawidłowa ocena prawdziwości wszystkich zdań – 1 pkt	1																																								
36	I – A, II – A, C	Za poprawne wskazanie wszystkich odpowiedzi – 1 pkt	1																																								

Rozdział 4. Stechiometria

Nr zad.	Rozwiązania i odpowiedzi		Punktacja	Ilość pkt														
1	A – He, w górę; B – Ne, w górę; C – N ₂ , w górę; D – O ₂ , w dół; E – Ar, w dół		Prawidłowe przyporządkowanie wzorów i zorientowanie strzałek – 1 pkt	1														
2	<table><tr><th>Równanie</th><th>Schematy</th></tr><tr><td>I</td><td>A, B</td></tr><tr><td>II</td><td>C</td></tr><tr><td>III</td><td>C</td></tr><tr><td>IV</td><td>A, B</td></tr><tr><td>V</td><td>B</td></tr><tr><td>VI</td><td>C</td></tr></table>	Równanie	Schematy	I	A, B	II	C	III	C	IV	A, B	V	B	VI	C		Za prawidłowe przyporządkowanie wszystkich elementów – 1 pkt	1
Równanie	Schematy																	
I	A, B																	
II	C																	
III	C																	
IV	A, B																	
V	B																	
VI	C																	

3	A – 3, B – 4, C – 2, D – 1	Za prawidłowe przyporządkowanie wszystkich wartości – 1 pkt	1																												
4	1 – P, 2 – F, 3 – F, 4 – P	Za prawidłową ocenę wszystkich zdań – 1 pkt	1																												
5	A. 1. Bierzemy pod uwagę wyniki z drugiego laboratorium. 100 g próbki zawiera 16,906 g K ₂ O, 18,345 g Al ₂ O ₃ , 64,748 g SiO ₂ . Masa potasu zawartego w 16,906 g K ₂ O jest równa 2 · 39 · 16,906/94 g = 14,028 g Masa glinu zawartego w 18,345 g Al ₂ O ₃ wynosi 2 · 27 · 18,345/102 g = 9,712 g Masa krzemu zawartego w 64,748 g SiO ₂ wynosi 28 · 64,748/60 g = 30,216 g Masę tlenu znajdujemy przez odjęcie od 100 g mas poszczególnych pierwiastków, m _O = 46,044 g Otrzymane masy są jednocześnie liczbowo równe ich zawartościom procentowym w badanej próbce. 2. Ponieważ zawartości te pokrywają się z wynikami uzyskanymi w pierwszym laboratorium, to jest prawdopodobne, że analizie poddano taki sam minerał. B. K _x Al _y Si _v O _w x : y : v : w = (14,029/39) : (9,712/27) : (30,216/28) : (46,043/16) x : y : v : w = 0,3597 : 0,3597 : 1,0791 : 2,8777 = 1 : 1 : 3 : 8 KAlSi ₃ O ₈ – w obu przypadkach	A. Za metodę obliczeń – 1 pkt Za wynik z jednostką i sformułowanie wniosku – 1 pkt B. Za metodę obliczeń – 1 pkt Za przedstawienie wzoru – 1 pkt	4																												
6	<table><tr><td>1</td><td>2</td><td>3</td><td>4</td><td>5</td><td>6</td><td>7</td></tr><tr><td>C_xH_y</td><td>1</td><td>4</td><td>64</td><td>2,41 · 10²⁴</td><td>4</td><td>89,6</td></tr><tr><td>N_xO_y</td><td>1</td><td>1</td><td>49,8</td><td>10²⁴</td><td>1,66</td><td>37,2</td></tr><tr><td>N_xH_y</td><td>2</td><td>4</td><td>176</td><td>3,3 · 10²⁴</td><td>5,5</td><td>123,2</td></tr></table>	1	2	3	4	5	6	7	C _x H _y	1	4	64	2,41 · 10 ²⁴	4	89,6	N _x O _y	1	1	49,8	10 ²⁴	1,66	37,2	N _x H _y	2	4	176	3,3 · 10 ²⁴	5,5	123,2	Za prawidłowe wypełnienie całej tabeli – 2 pkt Za jeden błąd – 1 pkt Za dwa błędy i więcej – 0 pkt	2
1	2	3	4	5	6	7																									
C _x H _y	1	4	64	2,41 · 10 ²⁴	4	89,6																									
N _x O _y	1	1	49,8	10 ²⁴	1,66	37,2																									
N _x H _y	2	4	176	3,3 · 10 ²⁴	5,5	123,2																									
7	A. Masa badanej porcji cieczy m = 0,7866 g. 1. Liczba moli wypartego powietrza jest równa liczbie moli cieczy po odparowaniu: n = 0,55 dm ³ : 22,4 dm ³ /mol = 0,0246 mola 2. Masa molowa cieczy M = 0,7866/0,0246 g/mol ≈ 32 g/mol B. 1. Ustalanie wzoru rzeczywistego C _x H _y O _z . Masa cząsteczkowa = 32 u. Cząsteczka musi zawierać przynajmniej 1 atom węgla i 1 atom tlenu, które mają łączną masę 28 u. Pozostała część masy przypada na wodór. Cząsteczka zawiera więc 4 atomy wodoru. 2. CH ₄ O – wzór rzeczywisty.	A. Wybór właściwej metody rozwiązania – 1 pkt Za obliczenie masy molowej – 1 pkt B. Za ustalenie wzoru – 1 pkt	3																												
8	A. Ogólne równanie reakcji metalu o wartościowości (III) z kwasem: 2M + 6H ⁺ = 2M ³⁺ + 3H ₂ Stosunek objętości wodoru do masy metalu wyraża wzór: V _{H₂} / m _M = 3V ₀ / 2M _M Z wykresu odczytujemy, że V _{H₂} / m _M = 12,44 dm ³ / 10 g	A. Za określenie metalu – 1 pkt B. Za zapisanie równania reakcji i dobór metody rozwiązania – 1 pkt C. Za wynik z jednostką – 1 pkt	3																												



format 198 x 260 mm,
stron 176

Piotr Kosztolowicz
Dorota Kosztolowicz

Chemia

Związki organiczne

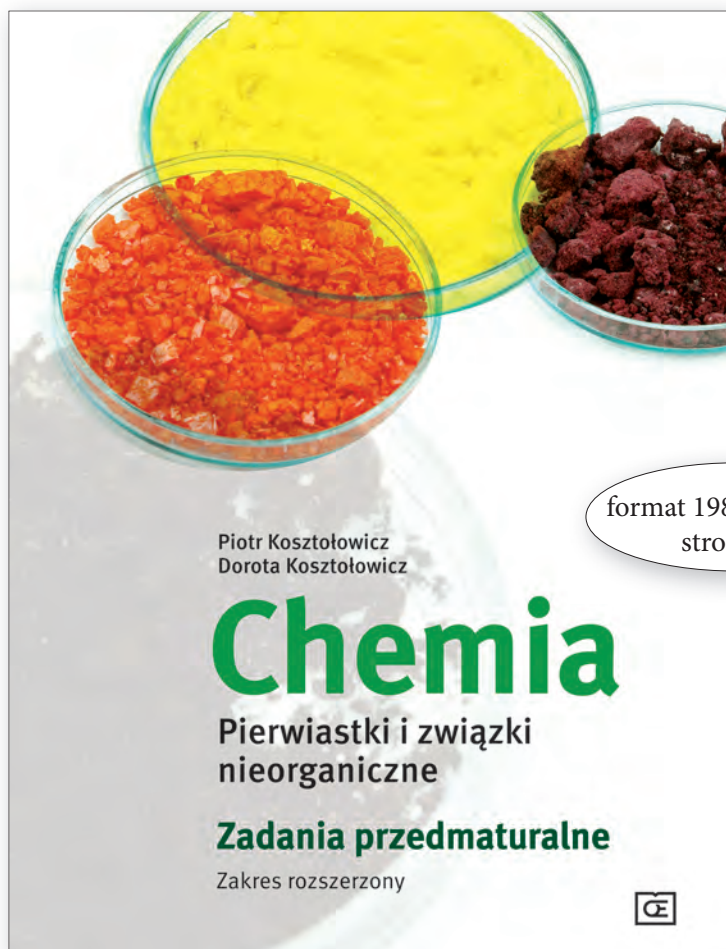
Zadania przedmaturalne

Zakres rozszerzony



Spis treści

Wstęp	4
Rozdział 1. Wprowadzenie do chemii organicznej. Teoria strukturalna.	5
Rozdział 2. Węglowodory – część I. Alkany	9
Rozdział 2. Węglowodory – część II. Alkeny i alkiny	22
Rozdział 2. Węglowodory – część III. Areny	34
Rozdział 2. Węglowodory – część IV. Paliwa.	45
Rozdział 3. Jednofunkcyjne związki organiczne – część I. Alkohole i fenole.	53
Rozdział 3. Jednofunkcyjne związki organiczne – część II. Aldehydy i ketony	65
Rozdział 3. Jednofunkcyjne związki organiczne – część III. Kwasy karboksylowe i estry	75
Rozdział 3. Jednofunkcyjne związki organiczne – część IV. Aminy i amidy	90
Rozdział 4. Związki wielofunkcyjne – część I. Chiralność i enancjomeria.	99
Rozdział 4. Związki wielofunkcyjne – część II. Aminokwasy i białka	107
Rozdział 4. Związki wielofunkcyjne – część III. Cukry	118
Rozdział 5. Polimery.	129
Rozwiązania, odpowiedzi i punktacja	135



format 198 x 260 mm,
stron 176

Piotr Kosztolowicz
Dorota Kosztolowicz

Chemia

Pierwiastki i związki
nieorganiczne

Zadania przedmaturalne

Zakres rozszerzony



Spis treści

Wstęp	4
Rozdział 1. Pierwiastki chemiczne	5
Rozdział 2. Związki nieorganiczne	24
Rozdział 3. Pierwiastki bloków <i>s</i> i <i>p</i>	50
Rozdział 4. Pierwiastki bloku <i>d</i>	101
Rozwiązania, odpowiedzi i punktacja	128

KRZYSZTOF M. PAZDRO
ANNA ROLA-NOWORYTA

CHEMIA

Repetytorium

dla przyszłych maturzystów
i studentów

H							He
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra						



format 165 x 235 mm,
stron 490

Jeden z najważniejszych sposobów rozumowania chemika polega na porównywaniu substancji chemicznych i określaniu podobieństw oraz różnic między nimi.

Andrzej Górski
Profesor Politechniki Warszawskiej

Wstęp

To *Repetitorium* jest dla tych, którzy pragną zdobyć minimum trwałej i rzetelnej wiedzy z chemii, koniecznej do studiowania na kierunkach przyrodniczych, lecz nie dla entuzjastów metody ZZZ (Zakuć Zdać Zapomnieć). Uwaga o „minimum” dotyczy głównie części I (*Chemia ogólna*) i części IV (*Czynności laboratoryjne*). Pozostałe części (II i III) są zbyt rozbudowane jak na potrzeby początkujących studentów, ale odpowiadają wszystkim wymaganiom z podstawy programowej Ministerstwa Edukacji Narodowej, niezbędnym do zdania matury.

Szczegółowy spis treści i skorowidz polsko-angielski (zamieszczony na końcu książki) ułatwią wyszukiwanie określonych treści.

Nie można nauczyć się chemii bez rozwiązywania zadań. Dlatego po większości paragrafów proponujemy rozwiązanie odpowiednich zadań ze zbioru K.M. Pazdry i A. Roli-Noworyty *Zbiór zadań z chemii do liceów i techników. Zakres rozszerzony* (wydanie nowe, zmienione i uzupełnione, 2019), zwanego w tej książce „Zbiorem...”. Na końcu „Zbioru...” są odpowiedzi do wszystkich zadań.

Na stronie internetowej wydawnictwa **www.pazdro.com.pl** – przy szczegółowym opisie *Repetitorium* oraz w STREFIE UCZNIA (Doświadczenia z chemii) – są dostępne filmowe wersje przykładowych doświadczeń, obejmujących czynności laboratoryjne opisane w części IV.

Autorzy

SPIS TREŚCI

1. Prawa, hipotezy i teorie w naukach przyrodniczych	14
2. Układ jednostek SI w chemii	16
3. Ogólne zasady nomenklatury związków nieorganicznych zalecane przez Polskie Towarzystwo Chemiczne od 1998 r.	20
4. Wykaz symboli wielkości fizycznych i chemicznych stosowanych w tekście ..	23
Tablica I. Liczby masowe izotopów	25
Tablica II. Struktury przestrzenne drobin. Przewidywanie budowy przestrzennej drobin metodą VSEPR	26
Tablica III. Ustalanie konfiguracji elektronowych atomów w stanie podstawowych	27
Tablica IV. Konfiguracje powłokowe pierwiastków bloków <i>d</i> i <i>f</i>	28
Tablica V. Promienie atomowe i jonowe. Konfiguracje podpowłokowe	29
Tablica VI. Okresowość konfiguracji elektronowych	30
Tablica VII. Rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie w temperaturze 293 K	31
Tablica VIII. Reakcje jonowe w roztworach wodnych	32
Tablica IX. Stopnie utlenienia pierwiastków. Właściwości chemiczne tlenków ..	33
Tablica X. Rok odkrycia, temperatura topnienia i wrzenia, gęstość, stan skupienia pierwiastków	34

Część I. CHEMIA OGÓLNA

Rozdział 0. Przypomnienie ważnych terminów poznanych w gimnazjum ..	35
0.1. Dwa opisy przemian chemicznych	35
0.2. Notacja chemiczna	36
0.2.1. Symbole chemiczne pierwiastków	36
0.2.2. Wzory chemiczne	36
0.2.3. Równania chemiczne	38
0.3. Tablica Mendelejewa	39
0.3.1. Grupy i okresy	39
0.3.2. Masy atomowe i cząsteczkowe	40
0.4. Rodzaje materii	40
0.4.1. Podział materiałów	40
0.4.2. Właściwości substancji	41
0.5. Przemiany materii	42
0.5.1. Podział przemian materii	42
0.5.2. Zmiany stanów skupienia	43
0.5.3. Rodzaje reakcji chemicznych	45
0.6. Rodzaje związków chemicznych	47
0.6.1. Podział związków chemicznych	47
0.6.2. Kwasy, zasady, związki obojętne	48

Rozdział 1. Budowa materii	50
1.1. Składniki atomów	50
1.2. Izotopy	53
1.3. Klasyfikacja okresowa pierwiastków	56
1.4. Przemiany jądrowe	58
1.4.1. Rodzaje przemian jądrowych	58
1.4.2. Naturalne przemiany jądrowe	63
1.4.3. Sztuczne przemiany jądrowe	65
1.5. Pierwiastki promieniotwórcze	67
1.5.1. Okres półtrwania	67
1.5.2. Szeregi promieniotwórcze	70
1.5.3. Właściwości promieniowania jonizującego	72
1.5.4. Radioliza	74
1.5.5. Utrwalanie radiacyjne żywności	76
1.5.6. Ochrona radiologiczna	77
1.6. Dozymetria promieniowania jonizującego	78
1.7. Konfiguracje elektronowe atomów i jonów jednojądrowych	82
1.7.1. Przestrzenie orbitalne	82
1.7.2. Stany stacjonarne	84
1.7.3. Powłoki elektronowe	85
1.7.4. Konfiguracja powłokowa	86
1.7.5. Podpowłoki elektronowe	87
1.7.6. Konfiguracja podpowłokowa	89
1.7.7. Stany orbitalne	90
1.7.8. Konfiguracja orbitalna	92
1.7.9. Sekwencja energetyczna podpowłok	94
1.7.10. Bloki konfiguracyjne	96
1.7.11. Rdzeń atomowy i elektrony walencyjne	98
1.7.12. Konfiguracje jonów jednojądrowych	100
1.7.13. Budowa atomów a prawo okresowości	101
1.8. Widma emisyjne pierwiastków	102
1.9. Przekształcanie atomów w inne drobiny	109
1.9.1. Rodzaje drobin	109
1.9.2. Reguła helowca	109
1.9.3. Elektroujemność	110
1.9.4. Energia jonizacji	113
1.9.5. Powinowactwo elektronowe	115
1.10. Wiązania chemiczne	117
1.10.1. Wiązanie jonowe	117
1.10.2. Wiązanie kowalencyjne	119
1.10.3. Wiązanie metaliczne	120
1.10.4. Promienie atomowe i jonowe	120
1.10.5. Symbole Lewisa	122

1.10.6.	Wzory Lewisa	123
1.10.7.	Wzory mezomeryczne	127
1.10.8.	Wiązania kowalencyjne spolaryzowane	128
1.10.9.	Moment dipolowy	129
1.10.10.	Udział wiązania jonowego w wiązaniu kowalencyjnym	132
1.10.11.	Trójkąt wiązań	133
1.10.12.	Wiązanie koordynacyjne	134
1.10.13.	Rodniki i dwurodniki	135
1.10.14.	Kierunkowość wiązań kowalencyjnych	136
1.10.15.	Wiązanie wodorowe	140
1.10.16.	Związki kompleksowe	142
1.10.17.	Właściwości substancji jonowych	143
1.10.18.	Właściwości substancji kowalencyjnych	147
1.10.19.	Właściwości materiałów metalicznych	148
1.11.	Przewidywanie budowy przestrzennej drobin metodą VSEPR	151
1.11.1.	Warunki zastosowania metody VSEPR	151
1.11.2.	Geometria drobin	153
1.11.3.	Reguły VSEPR	156
1.11.4.	Kolejność rozmieszczania par elektronowych	158
1.11.5.	Układy bipiramidalne	161
1.11.6.	Nieparzysta liczba elektronów – rodniki	163
1.11.7.	Wiązanie π a budowa drobin	163
1.11.8.	Wolne pary elektronowe ligandów	165
1.11.9.	Ustalanie wzorów elektronowych	165
1.11.10.	Metoda liganda zastępczego	167
1.11.11.	Obliczanie liczby przestrzennej	169
1.11.12.	Co to jest hybrydyzacja orbitali atomowych?	170
Rozdział 2. Stechiometria		172
2.1.	Prawa stechiometryczne	172
2.1.1.	Chemiczna „składnikometria”	172
2.1.2.	Prawo zachowania masy	172
2.1.3.	Prawo stałości składu	172
2.2.	Liczność materii	175
2.2.1.	Mol – jednostka liczności materii	175
2.2.2.	Masa mola i objętość mola	175
2.2.3.	Molowa interpretacja równań chemicznych	177
2.2.4.	Masa molowa i objętość molowa	177
2.3.	Stechiometria wzorów chemicznych	178
2.3.1.	Stosunki stechiometryczne	178
2.3.2.	Wzór elementarny i wzór rzeczywisty	179
2.4.	Zasada Avogadra	180
2.5.	Stechiometria równań chemicznych	182
2.5.1.	Stosunek stechiometryczny reagentów	182

2.5.2. Masowy stosunek stechiometryczny reagentów	183
2.5.3. Zasada stechiometrii	184
2.5.4. Molowy stosunek stechiometryczny reagentów	184
2.5.5. Prawo stosunków objętościowych	184
2.5.6. Objętościowy stosunek stechiometryczny reagentów gazowych	185
2.5.7. Optymalizacja obliczeń stechiometrycznych	185
2.5.8. Przebieg reakcji po zmieszaniu substratów w stosunku niestechiometrycznym	186
Rozdział 3. Mieszaniny	188
3.1. Klasyfikacja mieszanin	188
3.2. Sporządzanie mieszanin	192
3.2.1. Rozpuszczanie cieczy w cieczy	193
3.2.2. Rozpuszczanie gazu w cieczy	193
3.2.3. Rozpuszczanie ciała stałego w cieczy	193
3.2.4. Rozpuszczalność	194
3.2.5. Otrzymywanie roztworów nasyconych	195
3.2.6. Otrzymywanie koloidów	196
3.2.7. Efekty towarzyszące rozpuszczaniu	197
3.3. Właściwości mieszanin	197
3.3.1. Składniki mieszanin	197
3.3.2. Właściwości koloidów	198
3.4. Rozdzielanie mieszanin	199
3.4.1. Chromatografia	199
3.4.2. Sączenie. Dekantacja. Sedymentacja	200
3.4.3. Krystalizacja. Rozwarstwianie. Desaturacja	201
3.5. Opis składu ilościowego mieszaniny	203
3.5.1. Procent masowy i objętościowy	203
3.5.2. Stężenie	203
3.5.3. Stężenie procentowe	204
3.5.4. Stężenie molowe	204
3.5.5. Zmiana stężenia roztworu	205
Rozdział 4. Reakcje chemiczne	206
4.1. Efekty energetyczne reakcji chemicznych	206
4.2. Szybkość reakcji chemicznych	209
4.3. Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznych	211
4.3.1. Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznych	211
4.3.2. Wpływ stężenia na szybkość reakcji	213
4.3.3. Wpływ powierzchni międzyfazowej na szybkość reakcji heterofazowej	213
4.4. Katalizatory	214
4.5. Teoria kompleksu aktywnego	216
4.6. Stan równowagi chemicznej	221

4.7.	Reguła przekory	226
4.7.1.	Wpływ stężeń reagentów na stan równowagi	226
4.7.2.	Wpływ temperatury na stan równowagi	228
4.7.3.	Wpływ ciśnienia na stan równowagi	229
4.7.4.	Wpływ katalizatora na stan równowagi	230
4.7.5.	Wydajność reakcji	230
Rozdział 5.	Chemia roztworów wodnych	232
5.1.	Dysocjacja jonowa	232
5.2.	Elektrolity mocne i elektrolity słabe	237
5.3.	Kwasy i zasady	241
5.3.1.	Definicje Arrheniusa	241
5.3.2.	Odczyn roztworu	243
5.3.3.	pH roztworu	244
5.3.4.	Indykatory alkacymetryczne	246
5.4.	Reakcje jonowe	246
5.5.	Hydroliza soli	252
5.6.	Reakcje redoks	255
5.6.1.	Stopień utlenienia	255
5.6.2.	Przemieszczenia elektronów w reakcjach chemicznych	258
5.6.3.	Metody bilansowania równań reakcji redoks	260
5.7.	Kwasy i zasady Brønsteda	266
5.8.	Ogniwa chemiczne	272
5.8.1.	Budowa ogniw	272
5.8.2.	Rodzaje półogniw	274
5.9.	Siła elektromotoryczna ogniwa	277
5.10.	Szereg napięciowy	281
5.11.	Przewidywanie kierunku reakcji redoks	286
5.12.	Korozja metali	293
5.13.	Elektroliza	295
5.13.1.	Zasada działania elektrolizera	295
5.13.2.	Przewidywanie produktów elektrolizy	297
5.13.3.	Prawa Faradaya	301
5.13.4.	Akumulatory	302

Część II. CHEMIA NIEORGANICZNA

Rozdział 6.	Występowanie substancji nieorganicznych w przyrodzie	304
6.1.	Pierwiotki na Ziemi i we wszechświecie	304
6.2.	Związki nieorganiczne w skorupie ziemskiej	305
6.3.	Krążenie pierwiastków w przyrodzie	306
Rozdział 7.	Związki nieorganiczne	309
7.1.	Tlenki	309
7.1.1.	Skład, budowa, właściwości fizyczne	309

7.1.2.	Nazwy	310
7.1.3.	Otrzymywanie	311
7.1.4.	Podział	312
7.1.5.	Właściwości chemiczne	314
7.2.	Wodorki	315
7.2.1.	Skład, budowa, właściwości fizyczne	315
7.2.2.	Nazwy	316
7.2.3.	Otrzymywanie	316
7.2.4.	Podział	317
7.2.5.	Właściwości chemiczne	317
7.3.	Wodorotlenki	318
7.3.1.	Skład, budowa, właściwości fizyczne	318
7.3.2.	Nazwy	318
7.3.3.	Otrzymywanie	318
7.3.4.	Podział	319
7.3.5.	Właściwości chemiczne	319
7.4.	Oksokwasy	320
7.4.1.	Skład, budowa, właściwości fizyczne	320
7.4.2.	Nazwy	321
7.4.3.	Otrzymywanie	323
7.4.4.	Właściwości chemiczne	324
7.5.	Sole	325
7.5.1.	Skład, budowa, właściwości fizyczne	325
7.5.2.	Rodzaje	325
7.5.3.	Nazwy	326
7.5.4.	Otrzymywanie	328
7.5.5.	Właściwości chemiczne	329

Rozdział 8. Charakterystyka pierwiastków w blokach konfiguracyjnych tablicy Mendelejewa

	konfiguracyjnych tablicy Mendelejewa	330
8.1.	Blok s	330
8.1.1.	Wodór	330
8.1.2.	Metale bloku s	331
8.2.	Blok p	332
8.2.1.	Ogólna charakterystyka pierwiastków bloku p	332
8.2.2.	Helowce	336
8.2.3.	Fluorowce	336
8.2.4.	Tlenowce	338
8.2.5.	Azotowce	340
8.2.6.	Węglowce	341
8.2.7.	Borowce	344
8.3.	Blok d	345
8.4.	Blok f	348

Rozdział 9. Reakcje pierwiastków	349
9.1. Reakcje z tlenem	349
9.2. Reakcje z wodorem	349
9.3. Reakcje z wodą	350
9.4. Reakcje metali z niemetalami	351
9.5. Reakcje metali z kwasami	351

Rozdział 10. Użyteczne substancje nieorganiczne	
– wykorzystanie i otrzymywanie	353
10.1. Wodór i jego związki	353
10.2. Metale bloku s	353
10.3. Wybrane niemetale	357
10.4. Wybrane metale	362

Część III. CHEMIA ORGANICZNA

Rozdział 11. Specyficzny charakter związków organicznych	364
11.1. Cechy wspólne związków organicznych	364
11.2. Prawidłowości strukturalne w związkach organicznych	366
11.3. Podział związków organicznych	367
11.4. Sposoby przedstawiania budowy związków organicznych	368
11.4.1. Modele	368
11.4.2. Wzory konstytucyjne	370
11.4.3. Wzory umowne	370
11.4.4. Wzory stereochemiczne	371
11.5. Izomeria	374
11.5.1. Rodzaje izomerii	374
11.5.2. Izomeria konstytucyjna	374
11.5.3. Izomeria przestrzenna (stereoizomeria)	376
11.6. Nomenklatura związków organicznych	381
11.6.1. Zasady ogólne	381
11.6.2. Alkany nierozgałęzione	382
11.6.3. Alkany rozgałęzione	383
11.6.4. Grupy alkilowe i rzędowość węgla	385
11.6.5. Cykloalkany	387
11.6.6. Alkeny	388
11.6.7. Dieny (alkadieny)	389
11.6.8. Alkiny	389
11.6.9. Węglowodory aromatyczne (areny)	390
11.6.10. Fluorowcopolchodne	394
11.6.11. Alkohole i fenole	395
11.6.12. Aldehydy i ketony	398
11.6.13. Kwasy karboksylowe i ich sole	400
11.6.14. Estry	402
11.6.15. Aminy	403

11.6.16. Amidy kwasowe	404
11.6.17. Związki wielofunkcyjne	404
11.7. Szeregi homologiczne	407
11.7.1. Prawidłowości strukturalne w szeregach homologicznych ...	407
11.7.2. Zmiany właściwości w szeregach homologicznych	409
11.8. Typowe reakcje związków organicznych	410
11.8.1. Reakcje substytucji	410
11.8.2. Reakcje addycji	410
11.8.3. Reakcje eliminacji	411
11.8.4. Reakcje izomeryzacji	411
11.8.5. Reakcje polimeryzacji i polikondensacji	411
Rozdział 12. Otrzymywanie i właściwości węglowodorów	414
12.1. Węglowodory alifatyczne	414
12.1.1. Węglowodory nasycone	414
12.1.2. Węglowodory nienasycone	419
12.2. Węglowodory aromatyczne	422
Rozdział 13. Otrzymywanie i właściwości związków jednofunkcyjnych ..	426
13.1. Fluorowcopochodne	426
13.2. Alkohole i fenole	427
13.3. Aldehydy i ketony	430
13.4. Kwasy karboksylowe	432
13.5. Estry	434
13.6. Jednofunkcyjne związki zawierające azot. Amidy. Aminy. Nitrozwiązki	436
Rozdział 14. Otrzymywanie i właściwości związków wielofunkcyjnych ...	439
14.1. Hydroksykwasy	439
14.2. Aminokwasy	441
14.3. Białka	443
14.3.1. Aminokwasy białkowe	443
14.3.2. Struktura białek	444
14.4. Cukry	446
14.4.1. Podział cukrów oraz ich rola w przyrodzie i gospodarce	446
14.4.2. Monocukry	449
14.4.3. Dwocukry	459
14.4.4. Wielocukry	461

Część IV. CZYNNOŚCI LABORATORYJNE

Rozdział 15. Zasady ogólne	464
15.1. Bezpieczeństwo i higiena pracy w laboratorium chemicznym	464
15.2. Sprzęt laboratoryjny	465
15.3. Rodzaje czynności laboratoryjnych	468
15.4. Sporządzanie mieszanin	468

15.4.1.	Sporządzanie ciekłego roztworu substancji stałej (doświadczenie 1)	468
15.4.2.	Sporządzanie zawiesiny (doświadczenie 2)	468
15.4.3.	Zatężanie roztworu (doświadczenie 3)	469
15.4.4.	Rozcieńczanie roztworu	469
15.4.5.	Rozpuszczanie gazów w cieczy (doświadczenie 4)	469
15.4.6.	Rozpuszczanie ciała stałego w cieczy (doświadczenie 5)	470
15.4.7.	Roztworzenie (doświadczenia 6 i 7)	470
15.4.8.	Strącanie (doświadczenie 8)	471
15.5.	Rozdzielanie mieszanin	471
15.5.1.	Metody chromatograficzne	471
15.5.2.	Chromatografia kolumnowa	471
15.5.3.	Chromatografia bibułowa (doświadczenie 9)	472
15.5.4.	Destylacja (doświadczenie 10)	473
15.5.5.	Sublimacja	473
15.5.6.	Sączenie (doświadczenie 11)	473
15.5.7.	Sedymentacja (doświadczenie 12)	474
15.5.8.	Dekantacja (patrz doświadczenie 2)	474
15.5.9.	Krystalizacja (doświadczenia 13 i 14)	474
15.5.10.	Ekstrakcja i rozwarstwienie	475
15.5.11.	Elektroliza (doświadczenie 15)	475
15.5.12.	Suszenie	476
15.5.13.	Sorpcja (doświadczenia 16 i 17)	476
15.6.	Pomiary wielkości fizykochemicznych	476
15.6.1.	Pomiar pH (doświadczenie 18)	476
15.6.2.	Miareczkowanie (doświadczenie 19)	476
15.6.3.	Pomiar SEM ogniwa (doświadczenie 20)	477
15.6.4.	Pomiar przewodnictwa elektrycznego cieczy (doświadczenie 21)	477
Skorowidz rzeczowy (polsko-angielski)		478

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

gdzie: p – ciśnienie, V – objętość, n – liczność materii („liczba moli”), R – stała gazowa zależna od jednostek, np. $R = 8,31 \frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} = 83,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$, T – temperatura termodynamiczna (czyli w kelwinach).

W typowych obliczeniach wykorzystuje się dwie godne zapamiętania wartości objętości mola gazu:

- 1) 22,4 L w tzw. **warunkach normalnych**, czyli w temperaturze 0°C pod ciśnieniem 1013 hPa (960 mmHg – zwanego od dawien dawna ciśnieniem normalnym);
- 2) 24,8 L w tzw. **warunkach standardowych**, czyli w temperaturze 25°C pod ciśnieniem 1000 hPa (1 bar).

Komentarze: I. Do roku 1982 umowa międzynarodowa przewidywała wartość ciśnienia standardowego 1013 hPa, co należy uwzględniać korzystając z tablic, nie tylko wydanych dawniej, ale również współcześnie, ponieważ nie wszystkie wartości (termodynamiczne, kinetyczne i elektrochemiczne) odniesione do warunków standardowych zostały już przeliczone.

II. Zarówno milimetr słupa rtęci (mm Hg) jak i bar są w Polsce jednostkami legalnymi (aczkolwiek nie należą do układu SI) i mogą służyć do wyrażania ciśnienia płynów (cieczy i gazów).

- 3) Objętość mola gazu w dowolnych warunkach można obliczyć z równania Clapeyrona. **Patrz przykłady 2.16 i 2.17 w „Zbiorze...”**

Proponujemy zadania ze „Zbioru...”: **2.129, 2.131, 2.133, 2.135, 2.137, 2.138.**

2.5. Stechiometria równań chemicznych

2.5.1. Stosunek stechiometryczny reagentów

Stechiometria pozwala na obliczanie ilości substratów potrzebnych do otrzymania pożądaney ilości produktu reakcji oraz ilości produktu, którą można otrzymać z określonych ilości substratów.

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

Stosunek stechiometryczny można wyrażać różnymi sposobami, na przykład jako stosunek masowy, stosunek molowy lub jako stosunek objętościowy (patrz dalej i **przykłady – od 4.2 do 4.17 w „Zbiorze...”**).

Proponujemy zadania ze „Zbioru...”: **4.7, 4.11, 4.13.**

2.5.2. Masowy stosunek stechiometryczny reagentów

Korzystając z mas atomowych bądź cząsteczkowych reagentów, można obliczyć masowy stosunek stechiometryczny. W tym celu należy pomnożyć współczynniki stechiometryczne przez odpowiednie masy cząsteczkowe, a wyniki zapisać nad symbolami reagentów, na przykład:

$$2 \cdot 27 \text{ u} = 54 \text{ u} \qquad 3 \cdot 32 \text{ u} = 96 \text{ u} \qquad 2 \cdot 27 \text{ u} + 3 \cdot 32 \text{ u} = 150 \text{ u}$$



Masowy stosunek stechiometryczny glinu do siarki i do siarczku glinu wynosi
54 u : 96 u : 150 u

czyli

$$54 : 96 : 150$$

dowolnych, lecz takich samych jednostek masowych, na przykład gramów:

$$54 \text{ g} : 96 \text{ g} : 150 \text{ g}$$

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 (10 g), można obliczyć ilości wszystkich pozostałych reagentów.

Typowe zadanie oparte na równaniu chemicznym można rozwiązywać, wykonując kolejno następujące czynności:

1. Ułożyć równanie reakcji chemicznej.
2. Pod wzorami odpowiednich reagentów zapisać wielkość daną i szukaną.
3. Pod wielkościami danymi i szukanymi zapisać stosunek stechiometryczny reagentów w takich jednostkach, w jakich podano wielkość daną i szukaną (w gramach, kilogramach itp.).
4. Ułożyć równanie lub proporcję i obliczyć wartość niewiadomej.
5. Podać odpowiedź.

Na przykład:

Ile gramów glinu i ile gramów siarki potrzeba do otrzymania 10 g siarczku glinu?

Rozwiązanie:

łączne masy atomowe i cząsteczkowe	54 u	96 u	150 u
równanie chemiczne	2 Al	+ 3 S	→ Al₂S₃
wielkości dane i szukane	x	y	10 g
masowy stosunek stechiometryczny	54 g	96 g	150 g

Masa glinu:

Jeżeli z 54 g Al powstaje 150 g Al₂S₃,

to z x powstaje 10 g Al₂S₃

$$x = \frac{10 \text{ g} \cdot 54 \text{ g}}{150 \text{ g}} = 3,6 \text{ g}$$

Masa siarki:

Jeżeli z 96 g S powstaje 150 g Al_2S_3

to z y powstaje 10 g Al_2S_3

$$y = \frac{10 \text{ g} \cdot 96 \text{ g}}{150 \text{ g}} = 6,4 \text{ g}$$

Proponujemy zadania ze „Zbioru...”: **4.19, 4.21, 4.23, 4.28, 4.29, 4.31, 4.35, 4.39, 4.43, 4.47.**

2.5.3. Zasada stechiometrii

Na podstawie powyższych rozważań można sformułować ważne uogólnienie, zwane **zasadą stechiometrii**: *ilość jednego reagenta określa ilości wszystkich pozostałych reagentów*. Zasada stechiometrii dotyczy ilości substratów, które przereagowały, 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 (nie mniej niż 96 g). Można natomiast twierdzić, że w reakcji wzięło udział 54 g glinu, jeżeli wiemy, iż powstało 150 g siarczku glinu.

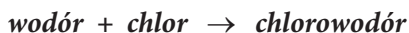
2.5.4. Molowy stosunek stechiometryczny reagentów

Molową interpretację równań można wykorzystać w różnych obliczeniach chemicznych. Punktem wyjścia jest wówczas **molowy stosunek stechiometryczny**, określony liczbami równymi współczynnikom stechiometrycznym. Stosunek molowy łatwo przeliczyć na masowy, jeśli skorzystamy z mas moli, na przykład:

równanie chemiczne	$2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$		
molowy stosunek stechiometryczny	2 mole	1 mol	2 mole
masowy stosunek stechiometryczny	4 g	32 g	36 g

2.5.5. Prawo stosunków objętościowych

W pierwszym dziesięcioleciu XIX wieku francuski chemik i fizyk Louis Gay-Lussac opublikował wyniki wielu 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 Gay-Lussaca**: *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 syntezy chlorowodoru uzyskuje się następujące wyniki:



$$1 \text{ dm}^3 + 1 \text{ dm}^3 \rightarrow 2 \text{ dm}^3$$

$$\text{czyli} \quad 1 \text{ objętość} + 1 \text{ objętość} \rightarrow 2 \text{ objętości}$$

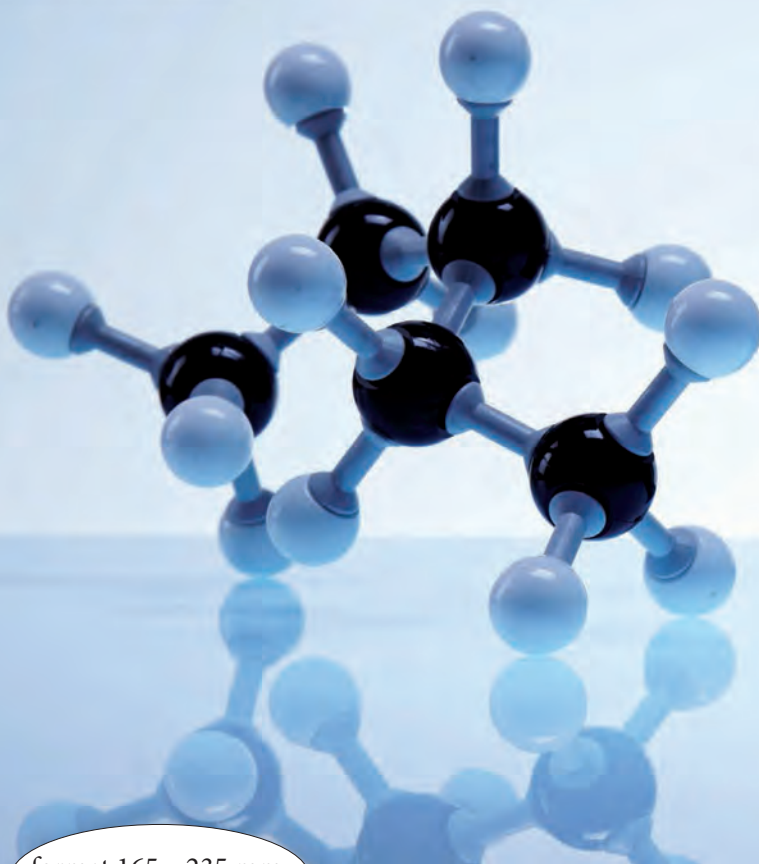
Piotr Kosztołowicz

Powtórka przed maturą

Chemia

Zadania

Zakres rozszerzony



format 165 x 235 mm,
stron 328

Spis treści

Wstęp	5
Rozdział 1. Budowa atomów	7
Rozdział 2. Przemiany jądrowe	14
Rozdział 3. Struktura elektronowa atomu	23
Rozdział 4. Właściwości pierwiastków a położenie w tablicy Mendelejewa	33
Rozdział 5. Budowa i właściwości substancji chemicznych	40
Rozdział 6. Budowa cząsteczek	46
Rozdział 7. Bilansowanie równań reakcji	54
Rozdział 8. Mol	63
Rozdział 9. Równanie Clapeyrona	68
Rozdział 10. Stechiometria wzorów chemicznych	72
Rozdział 11. Ustalanie wzorów związków chemicznych	81
Rozdział 12. Stechiometria równań reakcji chemicznych	91
Rozdział 13. Mieszaniny	103
Rozdział 14. Stężenie procentowe roztworu	111
Rozdział 15. Stężenie molowe roztworu. Przeliczanie stężeń	115
Rozdział 16. Mieszanie roztworów	120
Rozdział 17. Rozpuszczalność substancji	127
Rozdział 18. Kinetyka chemiczna	133
Rozdział 19. Energia reakcji	139
Rozdział 20. Równowaga chemiczna	144
Rozdział 21. Entalpia reakcji. Prawo Hessa	154
Rozdział 22. Dysocjacja elektrolityczna. Definicje kwasów i zasad	163
Rozdział 23. Reakcje jonowe	169
Rozdział 24. Elektrolity mocne i słabe. Prawo rozcieńczeń Ostwalda	176
Rozdział 25. Iloczyn rozpuszczalności	183
Rozdział 26. Ogniwa elektrochemiczne	188

Rozdział 27. Elektroliza	196
Rozdział 28. Systematyka związków nieorganicznych	205
Rozdział 29. Pierwiastki bloku s	214
Rozdział 30. Pierwiastki bloku p	219
Rozdział 31. Pierwiastki bloku d	232
Rozdział 32. Węglowodory – budowa i nazewnictwo	239
Rozdział 33. Węglowodory – otrzymywanie, najważniejsze reakcje chemiczne	247
Rozdział 34. Węglowodory aromatyczne	253
Rozdział 35. Alkohole i fenole	259
Rozdział 36. Aldehydy i ketony	267
Rozdział 37. Kwasy karboksylowe	272
Rozdział 38. Organiczne związki azotu	279
Rozdział 39. Enancjomeria	284
Rozdział 40. Aminokwasy białkowe, białka	288
Rozdział 41. Sacharydy	294
Odpowiedzi do zadań	301
Skorowidz	321

14

Stężenie procentowe roztworu

Przypomnienie wiadomości

DEFINICJE I WZORY

1. Stężenie procentowe c_p [%] wyraża się wzorem:

$$c_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%, \text{ przy czym } m_r = m_s + m_{\text{rozp}}$$

gdzie:

m_s – masa substancji rozpuszczonej

m_r – masa roztworu

m_{rozp} – masa rozpuszczalnika

2. Gęstość roztworu i rozpuszczalnika są zdefiniowane wzorami:

$$d_r = \frac{m_r}{V_r}, \quad d_{\text{rozp}} = \frac{m_{\text{rozp}}}{V_{\text{rozp}}}$$

V_r, V_{rozp} – objętość roztworu, objętość rozpuszczalnika

PRZYGOTOWYWANIE ROZTWORÓW O OKREŚLONYM STĘŻENIU PROCENTOWYM

Przykład

Jak otrzymać 250 g roztworu sacharozy o stężeniu 20%?

Obliczenia

1. Obliczamy masę sacharozy niezbędnej do otrzymania 250 g roztworu o stężeniu 20%. Przekształcając wzór definiujący stężenie procentowe, otrzymamy:

$$m_s = \frac{m_r \cdot c_p}{100\%} = \frac{250 \text{ g} \cdot 20\%}{100\%} = 50 \text{ g}$$

2. Obliczamy objętość wody niezbędnej do otrzymania tej ilości roztworu. W tym celu obliczymy najpierw masę wody:

$$m_{\text{rozp}} = m_r - m_s = 250 \text{ g} - 50 \text{ g} = 200 \text{ g}$$

Ponieważ gęstość wody wynosi 1 g/cm^3 , to jej objętość będzie równa 200 cm^3 .

Odmierzone ilości rozpuszczalnika i substancji rozpuszczanej mieszamy, aż do jej całkowitego rozpuszczenia.

Jeżeli substancja rozpuszczana jest cieczą, to zamiast ją odważać, można odmierzyć jej odpowiednią objętość cylindrem miarowym:

$$V_s = \frac{m_s}{d}$$

Znajomość gęstości rozpuszczanej cieczy jest do tego niezbędna.

Przykładowe zadania

Zadanie 1.

Oblicz masę wody zawartej w 150 g roztworu o stężeniu 35%.

Rozwiązanie

Metoda I

Obliczamy masę substancji rozpuszczonej:

$$m_s = \frac{c_p m_r}{100\%} = \frac{35\% \cdot 150 \text{ g}}{100\%} = 52,5 \text{ g}$$

a następnie obliczamy masę wody:

$$m_{\text{rozp}} = m_r - m_s = 150 \text{ g} - 52,5 \text{ g} = \underline{97,5 \text{ g}}$$

Metoda II

Stężenie wody w tym roztworze wynosi:

$$c_{\text{rozp}} = 100\% - 35\% = 65\%$$

zatem masa wody wynosi:

$$m_{\text{rozp}} = \frac{c_{\text{rozp}} m_r}{100\%} = \frac{65\% \cdot 150 \text{ g}}{100\%} = \underline{97,5 \text{ g}}$$

Zadanie 2.

Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 10 moli H_2SO_4 w 500 molach wody.

Rozwiązanie

Obliczamy masę wody – m_{rozp} :

$$m_{\text{rozp}} = n_{\text{rozp}} \cdot M_{\text{rozp}} = 500 \text{ moli} \cdot 18 \text{ g/mol} = 9000 \text{ g}$$

następnie obliczamy masę H_2SO_4 – m_s :

$$m_s = n_s \cdot M_s = 10 \text{ moli} \cdot 98 \text{ g/mol} = 980 \text{ g}$$

i na końcu obliczamy stężenie procentowe c_p :

$$c_p = \frac{m_s}{m_s + m_{\text{rozp}}} \cdot 100\% = \frac{980 \text{ g}}{980 \text{ g} + 9000 \text{ g}} \cdot 100\% = \underline{9,82\%}$$

Zadanie 3.

Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po zmieszaniu substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika w stosunku masowym 3 : 5.

Rozwiązanie

$$c_p = \frac{m_s}{m_s + m_{\text{rozp}}} \cdot 100\% = \frac{3}{3 + 5} \cdot 100\% = \underline{37,5\%}$$

Zadanie 4.

Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po zmieszaniu 10^{24} cząsteczek H_3PO_4 i 450 g wody.

Rozwiązanie

Obliczamy masę H_3PO_4 (indeks „s” oznacza substancję rozpuszczoną – H_3PO_4):

$$\frac{N_s}{m_s} = \frac{N_A}{M_s}$$

$$m_s = \frac{N_s}{N_A} \cdot M_s = \frac{10^{24}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}} \cdot 98 \text{ g/mol} = 162,79 \text{ g}$$

a następnie obliczamy stężenie procentowe c_p :

$$c_p = \frac{m_s}{m_s + m_{\text{rozp}}} \cdot 100\% = \frac{162,79 \text{ g}}{162,79 \text{ g} + 450 \text{ g}} \cdot 100\% = \underline{26,57\%}$$

Zadanie 5.

Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 250 dm³ gazowego NH₃ (warunki normalne) w 1300 cm³ wody.

Rozwiązanie

Obliczamy masę NH₃ (indeks „s” oznacza NH₃):

$$\frac{V_s}{m_s} = \frac{V_0}{M_s}$$

$$m_s = \frac{V_s}{V_0} \cdot M_s = \frac{250 \text{ dm}^3}{22,4 \text{ dm}^3/\text{mol}} \cdot 17 \text{ g/mol} = 189,73 \text{ g}$$

a następnie obliczamy stężenie procentowe, przyjmując masę wody równą 1300 g:

$$c_p = \frac{m_s}{m_s + m_{\text{rozp}}} \cdot 100\% = \frac{189,73 \text{ g}}{189,73 \text{ g} + 1300 \text{ g}} \cdot 100\% = \underline{12,74\%}$$

Zadania do samodzielnego rozwiązania

1. Oblicz stężenie procentowe roztworu, który powstał po rozpuszczeniu 100 g pewnej substancji w 50 g wody.
2. Oblicz stężenie procentowe roztworu, który powstał po zmieszaniu 3 moli KCl i 1500 g wody.
3. Oblicz stężenie procentowe roztworu powstałego po rozpuszczeniu 250 moli HCl w 1000 molach wody.
4. Oblicz stężenie procentowe roztworu, który powstanie po rozpuszczeniu 35 dm³ gazowego HCl, odmierzonego w warunkach normalnych, w 370 g wody.
5. Oblicz stężenie procentowe roztworu, który powstał w wyniku wprowadzenia 10²³ cząsteczek C₆H₁₂O₆ do 70 moli wody.
6. Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 200 dm³ NH₃, odmierzonego w warunkach normalnych, w 300 molach wody.
7. Oblicz stężenie procentowe roztworu powstałego po zmieszaniu 3·10²⁴ cząsteczek CH₃OH z 70 g wody.

- 8.** Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po zmieszaniu 10^{23} cząsteczek H_3PO_4 i 10^{23} cząsteczek wody.
- 9.** Ile moli NH_4Cl zawiera jego roztwór o masie 345 g i stężeniu 37%?
- 10.** Ile cząsteczek CH_3OH zawiera jego wodny roztwór o masie 58 g i stężeniu 25%?
- 11.** Jaką objętość (w warunkach normalnych) zajmie amoniak otrzymany po usunięciu wody z roztworu o masie 467 g i stężeniu 30%?
- 12.** Ile moli wody zawiera roztwór 40-procentowy o masie 350 g?
- 13.** Ile cząsteczek wody zawiera roztwór o masie 75 g i stężeniu 36%?
- 14.** Jaką objętość zajmie woda otrzymana po odparowaniu, a następnie skropleniu z 378 g roztworu o stężeniu 85%?
- 15.** Zmieszano 40 cm^3 rozpuszczalnika o gęstości 1,3 g/cm^3 i 25 cm^3 ciekłej substancji o gęstości 1,2 g/cm^3 . Jakie jest stężenie procentowe tego roztworu?
- 16.** W wodnym roztworze $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ na 6 cząsteczek wody przypada 10 cząsteczek substancji rozpuszczonej. Jakie jest stężenie procentowe tego roztworu?
- 17.** Zmieszano ciekłą substancję o gęstości 1,1 g/cm^3 z rozpuszczalnikiem o gęstości 1,4 g/cm^3 w stosunku objętościowym 1 : 4. Jakie jest stężenie procentowe tego roztworu?
- 18.** Na 10^{24} cząsteczek wszystkich składników wodnego roztworu HCl przypada 10^{23} cząsteczek substancji rozpuszczonej. Jakie jest stężenie procentowe tego roztworu?
- 19.** Jaką objętość ma roztwór 45-procentowy o gęstości 1,5 g/cm^3 , który zawiera 50 g substancji rozpuszczonej?
- 20.** Do 150 g wody wprowadzono 12 g mieszaniny KCl i NaCl zmieszanych w stosunku masowym 2 : 5. Oblicz, jakie jest stężenie obu substancji rozpuszczonych w tym roztworze.

Odpowiedzi

13. 2 246 289,6 g $\approx$ 2,25 t
14. 9,23 mola
15. 3,89 g
16. $18 \cdot 10^{24}$
17. 315,33 g
18. 0,028 mola
19. 7,14 mola
20. $90,3 \cdot 10^{23}$
21. $9,66 \cdot 10^{23}$
22. 5520 g
23. $3 \cdot 10^{25}$
24. 3,32 mola
25. $105,35 \cdot 10^{23}$
26. 76,39 mola
27. 17,43 g
28. $5 \cdot 10^{25}$
29. 5,625 dm³
30. 450,10 g
31. 0,194 mola
32. 1433,6 dm³
33. $7,89 \cdot 10^{23}$
34. 43,08 dm³
35. $14,68 \cdot 10^{23}$
36. 468,29 g
37. 0,221 mola
38. 6652,1 dm³
39. 40,18 g
40. 333,81 g
41. 47,77 kg
42. $5,80 \cdot 10^{27}$

Rozdział 13.

1. 1 faza, 4 składniki
2. 2 fazy stałe CaO i CaCO₃, 1 faza gazowa, liczba składników – 3
3. 2 składniki, 2 fazy
4. A) homogeniczny
B) heterogeniczny
C) homogeniczny
5. HCl i H₂O, HCl i N₂, NaCl i H₂O

Nazwa	Faza roz-proszona	Faza roz-praszająca	Przykład
aerozol	ciało stałe	gaz	dym
emulsja	ciecz	ciecz	masło
aerozol	ciecz	gaz	mgła
zol	ciało stałe	ciecz	siarka koloidalna w wodzie
piana	gaz	ciecz	piana mydlana

7. A, C, E
8. Destylację
9. Wprowadzić mieszaninę do wody i rozpuścić zawartą w niej sól, odsączyć piasek, odparować wodę.
10. Woda – 0,64, kwas – 0,36
11. Woda – 0,36, alkohol – 0,64
12. $M = 35,64$ g/mol
13. Od 28 g/mol do 71 g/mol
14. CH₄ i C₂H₄ w stosunku molowym 2 : 3
15. 24,89 g/mol
16. O₂ – 22,22%, CO₂ – 77,78%
17. O₃ – 54,05%, O₂ – 45,95%
18. Od 75% do 92,31%
19. H₂ – 10,43%
20. O₂ – 23,3%, N₂ – 76,7%
21. N₂ – 0,2; Cl₂ – 0,1; H₂ – 0,7
22. Odpowiednio – 27,778 : 9,375 : 2,174
23. H₂ – 4,26%, N₂ – 59,57%, NH₃ – 36,17%
24. 16,7 g/mol
25. 2 : 1
26. Tlen – $9,375 \cdot 10^{-3}$ mol/dm³,
azot – $3,527 \cdot 10^{-2}$ mol/dm³
27. 55,56 mol/dm³

Rozdział 14.

1. 66,67%
2. 12,97%
3. 33,64%
4. 13,36%
5. 2,32%
6. 2,73%
7. 69,49%
8. 84,48%
9. 2,39 mola
10. $2,73 \cdot 10^{23}$
11. 184,60 dm³
12. 11,67 mola
13. $16,05 \cdot 10^{23}$
14. 56,7 cm³
15. 36,59%
16. 80,99%
17. 16,42%
18. 18,39%
19. 74,07 cm³
20. KCl – 2,12%, NaCl – 5,29%

Rozdział 15.

1. 3,33 mol/dm³

CHEMIA

Kamil Kaznowski



format 198 x 260 mm,
stron 256

Spis treści

Wstęp	4
1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna	5
2. Struktura atomu – jądro i elektrony	16
3. Wiązania chemiczne	29
4. Kinetyka i statyka chemiczna	45
5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych	65
6. Reakcje utleniania i redukcji	90
7. Metale	100
8. Nietmetale	120
9. Węglowodory	140
10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów	174
11. Związki karbonylowe – aldehydy i ketony	189
12. Kwasy karboksylowe	197
13. Estry i tłuszcze	209
14. Związki organiczne zawierające azot	217
15. Białka	235
16. Cukry	240
Skorowidz	253

Wstęp

Ta książka została napisana przede wszystkim z myślą o uczniach zamierzających przystąpić do egzaminu maturalnego z chemii.

Podział zawartości *Vademecum* na 16 paragrafów wynika z konstrukcji podstawy programowej nauczania chemii w zakresie rozszerzonym, która stanowi szkielet obudowy merytorycznej tej publikacji. Z tego właśnie powodu nie każdy paragraf przypomina typowe rozdziały, na które podzielone są podręczniki szkolne. Zastosowanie takiej konstrukcji książki wynikało z chęci ułatwienia powtarzania materiału w taki sposób, aby nie zostało pominięte jakiekolwiek zagadnienie, które powinno zostać utrwalone.

Na początku każdego z szesnastu paragrafów umieszczone zostały dokładne sformułowania zapisów podstawy programowej, której znajomość wydaje się być sprawą nadrzędną! Należy pamiętać, że liczba godzin, którą dysponują nauczyciele chemii w szkołach pozwala czasami na realizowanie zagadnień nadprogramowych. Ich znajomość stanowi podstawę wiedzy ogólnej, ale niekoniecznie będzie ona sprawdzana w dniu egzaminu maturalnego. Dlatego *Vademecum* zawiera tylko te treści nauczania chemii, które ujęte zostały w podstawie programowej, a w tym:

- opisy wszystkich niezbędnych doświadczeń,
- zasady wykonywania obliczeń stechiometrycznych,
- reguły posługiwania się obecnie obowiązującą nomenklaturą.

Zdobytą wiedzę należy także utrwalić. W tym celu najlepiej jest przystąpić do rozwiązywania licznych zadań, które zweryfikują nabyte umiejętności, np. tych, które są zawarte w *Próbnym arkuszu maturalnym* mojego autorstwa, wydanych przez Oficynę Edukacyjną * Krzysztof Pazdro w postaci trzech zestawów, z czego każdy zawiera po pięć autorskich arkuszy wraz z odpowiedziami do wszystkich zadań.

Autor

1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna

Z podstawy programowej...

Uczeń:

- stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra);
- odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych i organicznych) o podanych wzorach (lub nazwach);
- oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego; ustala skład izotopowy pierwiastka (w % masowych) na podstawie jego masy atomowej;
- ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego (nieorganicznego i organicznego) na podstawie jego składu wyrażonego w % masowych i masy molowej;
- dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym i objętościowym (dla gazów);
- wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych.

MOL I LICZBA AVOGADRA

Przedmioty widoczne gołym okiem są zbudowane z ogromnej liczby niewidocznych drobin – **atomów**, **cząsteczek** i **jonów**. Posługiwanie się wielkimi liczbami w podawaniu ich ilości jest niewygodne i niepraktyczne, dlatego w biologii, fizyce i chemii w informacji o liczebności drobin stosuje się specjalną jednostkę – **mol**.

Mol jest to jednostka liczności materii.

1 mol drobin to $6,02 \cdot 10^{23}$ drobin (atomów, cząsteczek lub jonów). Liczbę tę określa się mianem **liczby Avogadra** N_A .

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Przykłady obliczeń

<u>Przykład 1.</u>	<u>Przykład 2.</u>
Oblicz, ile cząsteczek tlenku węgla(IV) znajduje się w 2,25 mola jego cząsteczek.	Oblicz, ile moli cząsteczek kwasu azotowego(V) stanowi $1,204 \cdot 10^{22}$ jego cząsteczek.
$1 \text{ mol cz. CO}_2 \text{ — } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ cz. CO}_2$ $2,25 \text{ mola cz. CO}_2 \text{ — } x$ $x = 1,35 \cdot 10^{24} \text{ cz. CO}_2$	$1 \text{ mol cz. HNO}_3 \text{ — } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ cz. HNO}_3$ $x \text{ — } 1,204 \cdot 10^{22} \text{ cz. HNO}_3$ $x = 0,02 \text{ mola cz. HNO}_3$

Jeżeli nie chcesz stosować proporcji, skorzystaj z zależności:

$$n = \frac{N}{N_A}$$

n – liczba moli drobin
 N – liczba drobin
 N_A – liczba Avogadra

Ilościowa interpretacja zapisu chemicznego:

$5 \text{H}_2\text{SO}_4$	Liczba moli cząsteczek	Liczba cząsteczek	Liczba moli atomów		Liczba atomów	
	5 moli	$3,01 \cdot 10^{24}$	H	10 moli	H	$6,02 \cdot 10^{24}$
			S	5 moli	S	$3,01 \cdot 10^{24}$
			O	20 moli	O	$1,204 \cdot 10^{25}$

MASA MOLOWA

Mol dowolnej substancji zawsze oznacza taką samą liczbę drobin wchodzących w jej skład, jednak masa jednego mola substancji jest jej cechą indywidualną. Tak jak pięć ołówków i pięć samochodów to tyle samo przedmiotów, jednak pięć ołówków ma mniejszą masę niż pięć samochodów.

Masa molowa M określa masę jednego mola substancji [$\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$] i jest liczbowo równa **masie atomowej A_r** [u] lub **masie cząsteczkowej M_r** [u].

Na	→	$A_r = 23 \text{ u}$	→	$M = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$	→	$M_r = 310 \text{ u}$	→	$M = 310 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
$\text{CH}_3\text{--CH}(\text{NH}_2)\text{--COOH}$	→	$M_r = 89 \text{ u}$	→	$M = 89 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Atomowa jednostka masy [u] to 1/12 masy atomu izotopu węgla $^{12}_6\text{C}$.

Między masą drobin wyrażoną w atomowych jednostkach masy [u], a masą drobin wyrażoną w gramach istnieje zależność:

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \quad \text{lub} \quad 1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

Przykłady obliczeń

Przykład 3. Oblicz masę 0,35 mola atomów żelaza.	Przykład 4. Oblicz liczbę moli, jaką stanowi 270 g tlenku azotu(V).
$M_{\text{Fe}} = 56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ 1 mol at. Fe — 56 g Fe 0,35 mola at. Fe — x $x = 19,6 \text{ g Fe}$	$M_{\text{N}_2\text{O}_5} = 108 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ 1 mol cz. N_2O_5 — 108 g N_2O_5 x — 270 g N_2O_5 $x = 2,5 \text{ mola cz. N}_2\text{O}_5$

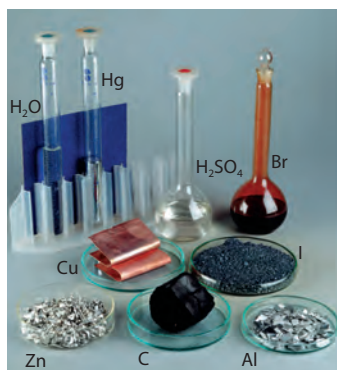
Przykład 5. Oblicz masę $1,505 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tlenku siarki(VI).	Przykład 6. Oblicz liczbę atomów, jaką stanowi 357,5 g metalicznego cynku.
$M_{\text{SO}_3} = 80 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $6,02 \cdot 10^{23} \text{ cz. SO}_3 \text{ — } 80 \text{ g SO}_3$ $1,505 \cdot 10^{23} \text{ cz. SO}_3 \text{ — } x$ $x = 20 \text{ g SO}_3$	$M_{\text{Zn}} = 65 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ $6,02 \cdot 10^{23} \text{ at. Zn — } 65 \text{ g Zn}$ $x \text{ — } 357,5 \text{ g Zn}$ $x = 3,311 \cdot 10^{24} \text{ at. Zn}$

Jeżeli nie chcesz stosować proporcji, skorzystaj z zależności:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$m = \frac{N \cdot M}{N_A}$$

m – masa substancji
 M – masa molowa substancji
 n – liczba moli drobin
 N – liczba drobin
 N_A – liczba Avogadra



Jednomolowe próbki przykładowych substancji:

MASA ATOMOWA PIERWIASTKA

Nuklid jest to atom danego pierwiastka o ściśle określonym składzie: ${}^A_Z\text{E}$.



E – symbol chemiczny pierwiastka
 Z – liczba atomowa określająca liczbę protonów w jądrze i liczbę elektronów poza jądrem
 A – liczba masowa określająca liczbę nukleonów w jądrze, czyli łączną liczbę protonów i neutronów

Trzy różne atomy (nuklidy) magnezu o ściśle określonych składach:



Przykłady obliczeń

Przykład 7.

Oblicz masę atomową rubidu, wiedząc, że rubid występuje w przyrodzie w postaci dwóch izotopów: ^{85}Rb – 72,15% i ^{87}Rb – 27,85%.

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

$$A_r = \frac{85 \cdot 72,15\% + 87 \cdot 27,85\%}{100\%} = 85,56$$

Odpowiedź: 85,56 u

Przykład 8.

Oblicz zawartość procentową izotopów srebra o liczbach masowych, odpowiednio, 107 i 109. Masa atomowa srebra wynosi 107,87 u.

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

$$107,87 = \frac{107 \cdot x + 109 \cdot (100 - x)}{100\%}$$

$$x = 56,5$$

Odpowiedź: ^{107}Ag – 56,5%, ^{109}Ag – 43,5%

Inne klasyfikacje pierwiastków:

- **Izobary** – atomy różnych pierwiastków o jednakowej liczbie masowej, np. $^{13}_6\text{C}$ i $^{13}_7\text{N}$ lub $^{40}_{20}\text{Ca}$ i $^{40}_{19}\text{K}$
- **Izotony** – atomy różnych pierwiastków o jednakowej liczbie neutronów w jądrach, np. $^{12}_6\text{C}$ i $^{13}_7\text{N}$ lub $^{40}_{20}\text{Ca}$ i $^{39}_{19}\text{K}$

WZÓR EMPIRYCZNY I WZÓR RZECZYWISTY

Wzór rzeczywisty jest to wzór sumaryczny związku chemicznego, w którym ilościowy stosunek molarowy atomów jest wyrażony za pomocą rzeczywistej liczby atomów w cząsteczce związku.

Wzór empiryczny, określane też jako **wzór elementarny**, jest to uproszczony wzór sumaryczny związku chemicznego, w którym ilościowy stosunek molarowy atomów wyrażony jest najprostszy liczbami całkowitymi.

	Nadtlenek wodoru	Glukoza	Kwas siarkowy(VI)	Kwas etanowy
Wzór rzeczywisty	H_2O_2	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	H_2SO_4	CH_3COOH
Wzór empiryczny	HO	CH_2O	H_2SO_4	CH_2O

Prawo stałości składu Prousta głosi, że każdy związek chemiczny ma stały skład jakościowy i ilościowy bez względu na pochodzenie lub sposób jego otrzymania.

CaCO_3	$n_{\text{Ca}} : n_{\text{C}} : n_{\text{O}}$	$m_{\text{Ca}} : m_{\text{C}} : m_{\text{O}}$
	1 : 1 : 3	10 : 3 : 12

Skład procentowy związku chemicznego, czyli procent masowy zawartości każdego pierwiastka (%E) w związku chemicznym można obliczyć z proporcji lub ze wzoru:

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

%E – zawartość procentowa pierwiastka w związku
 m_E – masa pierwiastka w próbce związku
 m – masa próbki związku

Przykłady obliczeń

Przykład 9.Oblicz masową procentową zawartość pierwiastków w cząsteczce etanolu o wzorze C_2H_5OH .

<i>Sposób I</i>	<i>Sposób II</i>
$M_{C_2H_5OH} = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$M_{C_2H_5OH} = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
<u>węgiel:</u>	<u>węgiel:</u>
46 g etanolu — 100%	$\%C = \frac{m_C}{m} \cdot 100\%$
24 g węgla — x	$\%C = \frac{24 \text{ g}}{46 \text{ g}} \cdot 100\% = 52,17\%$
$x = 52,17\%$ węgla	<u>tlen:</u>
<u>tlen:</u>	$\%O = \frac{m_O}{m} \cdot 100\%$
46 g etanolu — 100%	$\%O = \frac{16 \text{ g}}{46 \text{ g}} \cdot 100\% = 34,78\%$
16 g tlenu — x	<u>wodór:</u>
$x = 34,78\%$ tlenu	100% – 52,17% – 34,78% = 13,05% wodoru
<u>wodór:</u>	
100% – 52,17% – 34,78% = 13,05% wodoru	

Rachunkowe sposoby ustalania wzorów sumarycznych związków chemicznych

Przykład 10.

Obliczanie wzoru sumarycznego związku chemicznego o masie molowej $136 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ i masowym składzie procentowym pierwiastków:
Mg – 17,65%, S – 47,06%, O – 35,29%.



$$m_{Mg} = 136 \cdot 0,1765 \approx 24 \rightarrow x = \frac{24}{24} = 1$$

$$m_S = 136 \cdot 0,4706 \approx 64 \rightarrow y = \frac{64}{32} = 2$$

$$m_O = 136 \cdot 0,3529 \approx 48 \rightarrow z = \frac{48}{16} = 3$$

Wzór sumaryczny: MgS_2O_3 **Przykład 11.**

Obliczanie wzoru sumarycznego związku chemicznego o masowym składzie procentowym pierwiastków:
Na – 34,59%, P – 23,31%, O – 42,10%.



$$\frac{23x}{31y} = \frac{34,59}{23,31} \rightarrow \frac{x}{y} = \frac{34,59 \cdot 31}{23,31 \cdot 23} = \frac{1072,29}{536,13} \approx \frac{2}{1}$$

$$\frac{31y}{16z} = \frac{23,31}{42,10} \rightarrow \frac{y}{z} = \frac{23,31 \cdot 16}{42,10 \cdot 31} = \frac{372,96}{1305,1} \approx \frac{2}{7}$$

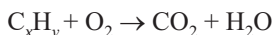
$$\frac{x}{y} = \frac{2}{1} \text{ oraz } \frac{y}{z} = \frac{2}{7}, \text{ zatem } \frac{x}{y} = \frac{4}{2} \text{ oraz } \frac{y}{z} = \frac{2}{7}$$

Wzór sumaryczny: $Na_4P_2O_7$

Przykład obliczania

Przykład 12.

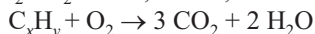
Oblicz wzór sumaryczny węglowodoru wiedząc, że po spaleniu 0,1 mola tego związku otrzymano $2,2575 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tlenku węgla(IV) i 4,5 g wody.



$$2,2575 \cdot 10^{23} \text{ cz. } CO_2 \rightarrow n = 0,375 \text{ mola } CO_2$$

$$4,5 \text{ g } H_2O \rightarrow n = 0,25 \text{ mola } H_2O$$

$$CO_2 : H_2O \rightarrow 0,375 : 0,25 \rightarrow 3 : 2$$



Bilans atomów po lewej stronie równania: C – 3, H – 4, O – 8.

Wzór sumaryczny węglowodoru: C_3H_4

Kamil Kaznowski

CHEMIA

ZBIÓR ZADAŃ

z próbnych arkuszy maturalnych

1115 zadań

Dwa
nowe arkusze
na maturę
2022

+ trzy nowe
arkusze



POZIOM ROZSZERZONY



format 205 x 292 mm,
stron 392

Spis treści

Wstęp	4
-------------	---

TEKSTY ZADAŃ MATURALNYCH

1. Budowa atomu	5
2. Wiązania chemiczne	11
3. Stechiometria	26
4. Roztwory	33
5. Chemia fizyczna	40
6. Chemia roztworów wodnych	71
7. Pierwiastki bloku s i ich związki chemiczne	111
8. Pierwiastki bloku p i ich związki chemiczne	116
9. Pierwiastki bloku d i ich związki chemiczne	141
10. Węglowodory	177
11. Alkohole, fenole, aldehydy, ketony	193
12. Kwasy i estry	211
13. Aminy i amidy	230
14. Izomeria optyczna	247
15. Aminokwasy, peptydy, białka, sacharydy, polimery	254

ROZWIĄZANIA I ODPOWIEDZI

1. Budowa atomu	282
2. Wiązania chemiczne	283
3. Stechiometria	287
4. Roztwory	289
5. Chemia fizyczna	290
6. Chemia roztworów wodnych	295
7. Pierwiastki bloku s i ich związki chemiczne	303
8. Pierwiastki bloku p i ich związki chemiczne	304
9. Pierwiastki bloku d i ich związki chemiczne	310
10. Węglowodory	318
11. Alkohole, fenole, aldehydy, ketony	323
12. Kwasy i estry	329
13. Aminy i amidy	334
14. Izomeria optyczna	339
15. Aminokwasy, peptydy, białka, sacharydy, polimery	342

Próbne arkusze maturalne. Zestaw 6.

Arkusz nr 1	352
Arkusz nr 2	364
Arkusz nr 3	375
Rozwiązania i odpowiedzi	387

Wstęp

Drodzy Maturzyści!

Oddajemy w Wasze ręce **zbiór zadań z próbnych arkuszy maturalnych z chemii na poziomie rozszerzonym**. Zawiera on wszystkie zadania, które występowały w pięciu zestawach próbnych arkuszy maturalnych, wydanych w latach 2015–2019 przez Oficynę Edukacyjną * Krzysztof Pazdro.

Zadania te, formułowane zgodnie z wytycznymi i wymaganiami Centralnej Komisji Egzaminacyjnej odnoszącymi się do zadań maturalnych, zostały uporządkowane i podzielone według rozdziałów tematycznych, występujących w podstawie programowej, obowiązującej maturzystów do 2022 roku.

Do wszystkich zadań podano rozwiązania i odpowiedzi.

Końcowa część zbioru to trzy nowe próbne arkusze maturalne, które stanowią zestaw 6. Arkusze te nie w pełni odzwierciedlają arkusze maturalne CKE, bowiem przy zadaniach w nich występujących ilość miejsca przeznaczona na rozwiązywanie i udzielanie odpowiedzi jest symboliczna.

Podobnie, jak do zadań w zbiorze, tak i tu do wszystkich zadań w poszczególnych arkuszach podano rozwiązania i odpowiedzi.

Zachęcamy do korzystania z tego zbioru, jego bogactwa i różnorodności zadań, w trakcie samodzielnego przygotowywania się do egzaminu maturalnego z chemii.

Do zbioru dołączono *Zestaw tablic...* w postaci oddzielnej broszurki.

Życzymy powodzenia na maturze!

Wydawca

TEKSTY ZADAŃ MATURALNYCH

1. Budowa atomu

Informacja do zadania 1.1.

Bezwzględna masa atomu pewnego pierwiastka chemicznego E wynosi $1,056 \cdot 10^{-22}$ g.

Zadanie 1.1. (0–1)

Pierwiastek chemiczny E występuje w przyrodzie w postaci mieszaniny dwóch stabilnych izotopów, które w swoich jądrach atomowych zawierają, odpowiednio, 34 i 36 neutronów.

Oblicz zawartość procentową lżejszego z izotopów pierwiastka E. W obliczeniach wykorzystaj średnią masę atomową pierwiastka E, podaną w Zestawie tablic do próbnych arkuszy maturalnych z chemii.

Zadanie 1.2. (0–1)

Pewien pierwiastek chemiczny o średniej masie atomowej 107,87 u występuje w przyrodzie w postaci mieszaniny dwóch stabilnych izotopów, które w swoich jądrach atomowych zawierają, odpowiednio, 60 i 62 neutrony.

Oblicz liczbę atomową Z tego pierwiastka, jeżeli wiesz, że jego cięższy izotop stanowi 48,65% masowych mieszaniny obu izotopów.

Zadanie 1.3. (0–2)

Energię dowolnego poziomu energetycznego w atomie wodoru (wyrażoną w elektronowoltach) można obliczyć ze wzoru:

$$E = \frac{-13,60}{n^2} [\text{eV}]$$

gdzie n to numer powłoki, na której znajduje się elektron. Im większa jest odległość między sąsiadującymi ze sobą powłokami, tym większą porcję energii podczas wzbudzenia powinien zaabsorbować elektron, aby przemieścić się z powłoki bliższej jądra na dalszą.

Ustal, na podstawie odpowiednich obliczeń, jak zmieniają się odległości między sąsiadującymi ze sobą powłokami w atomie wodoru wraz ze wzrostem odległości tych powłok od jądra. W obliczeniach uwzględnij przemieszczenie elektronu z powłoki pierwszej na drugą oraz z powłoki drugiej na trzecią.

Podkreśl właściwą część zdania.

Odległości między kolejnymi powłokami w atomie wodoru wraz ze wzrostem odległości tych powłok od jądra **zwiększają się / zmniejszają się**.

Zadanie 1.4. (0–2)

Chlor jest pierwiastkiem chemicznym, który występuje naturalnie (w przyrodzie) w postaci mieszaniny dwóch trwałych izotopów o liczbach masowych 35 i 37. Zawartości tych izotopów w naturalnym chlorze mają się do siebie jak 3 : 1.

Oblicz, ile neutronów znajduje się w zbiorze 60 atomów naturalnego chloru.

Zadanie 1.5. (0–1)

Atom palladu ma nietypowy rozkład elektronów walencyjnych w podpowłokach elektronowych.

Zapisz skróconą konfigurację elektronową atomu palladu, wiedząc, że żaden z jego elektronów walencyjnych nie znajduje się w podpowłokach należących do piątej powłoki elektronowej.

Zadanie 1.6. (0–3)

Uzupełnij podane zdania tak, aby miały one właściwy sens merytoryczny.

- 1) W jądrze atomu pewnego pierwiastka znajdują się 74 neutrony, które stanowią 58,27% wszystkich nukleonów w tym jądrze. W rdzeniu tego atomu znajduje się elektronów.
- 2) Wokół jądra trójujemnego jonu pewnego pierwiastka porusza się 36 elektronów. W jądrze atomu tego pierwiastka znajdują się protony.
- 3) W próbce wodoru znajduje się 250 dwuatomowych cząsteczek tego pierwiastka. Stwierdzono, że 97% wszystkich atomów stanowi izotop prot (^1H), a 2% – deuter (^2D). Resztę stanowi tryt (^3T). Całkowita liczba neutronów w próbce wynosi

Zadanie 1.7. (0–1)

Podaj maksymalną liczbę elektronów niesparowanych, jaką może zmieścić jedna dowolna podpowłoka p oraz jedna dowolna podpowłoka d .

Zadanie 1.8. (0–2)

Wysokoenergetyczne promieniowanie jądrowe γ ma bardzo silny i negatywny wpływ na organizm człowieka. Niskie dawki promieniowania mogą powodować objawy choroby popromiennej, a wysokie mogą nawet prowadzić do śmierci. Dawka promieniowania, jaka powoduje śmierć połowy populacji w ciągu 30 dni od napromieniowania określana jest mianem *dawki letalnej* $LD_{50/30}$.

Oblicz, ile osób statystycznie może nie przeżyć 30 dni po napromieniowaniu populacji liczącej 2000 osób dawką 1200 remów, jeżeli wiadomo, że dawka letalna dla człowieka wynosi 4 siwerty.

Uwaga: 1 siwert odpowiada 100 remom.

Zadanie 1.9. (0–1)

Żelazo występuje w przyrodzie w postaci mieszaniny izotopów o liczbach masowych: 54, 56, 57, 58.

Ustal, na podstawie analizy średniej masy atomowej tego pierwiastka, liczbę masową izotopu najbardziej rozpowszechnionego w przyrodzie. Krótko uzasadnij swój wybór.

Zadanie 1.10. (0–1)

Uporządkuj podpowłoki w powłokach 3. i 4. w kolejności zapelniania ich przez elektrony, wynikającej z rzeczywistych wartości energetycznych tych podpowłok.

ROZWIĄZANIA I ODPOWIEDZI

1. Budowa atomu

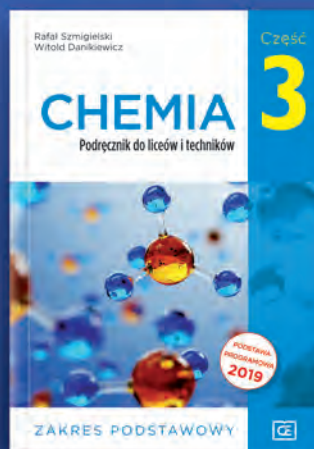
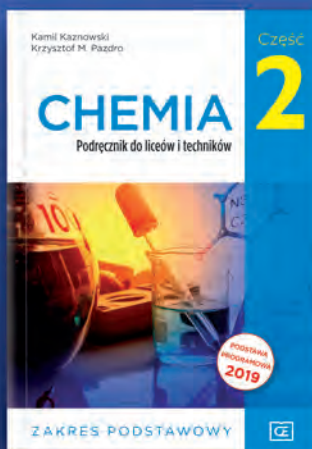
Nr zad.	Poprawna odpowiedź	Liczba pkt.															
1.1.	72,5%	1															
1.2.	Z = 47 Uwaga: wynik musi być zaokrąglony do liczby całkowitej!	1															
1.3.	$\Delta E_{1 \rightarrow 2} = 10,2 \text{ eV}$ $\Delta E_{2 \rightarrow 3} = 1,89 \text{ eV}$ Odległości między kolejnymi powłokami w atomie wodoru wraz ze wzrostem odległości tych powłok od jądra zwiększają się / zmniejszają się.	2															
1.4.	1110 neutronów	2															
1.5.	$_{46}\text{Pd}: [_{36}\text{Kr}] 4d^{10}$	1															
1.6.	1) W jądrze atomu pewnego pierwiastka znajdują się 74 neutrony, które stanowią 58,27% wszystkich nukleonów w tym jądrze. W rdzeniu tego atomu znajduje się 46 elektronów. 2) Wokół jądra trójjemnego jonu pewnego pierwiastka porusza się 36 elektronów. W jądrze atomu tego pierwiastka znajdują się 33 protony. 3) W próbce wodoru znajduje się 250 dwuatomowych cząsteczek tego pierwiastka. Stwierdzono, że 97% wszystkich atomów stanowi izotop prot (^1H), a 2% – deuter (^2D). Resztę stanowi tryt (^3T). Całkowita liczba neutronów w próbce wynosi 20.	3															
1.7.	<table><tr><td>Podpowłoka p</td><td>Podpowłoka d</td></tr><tr><td>3</td><td>5</td></tr></table>	Podpowłoka p	Podpowłoka d	3	5	1											
Podpowłoka p	Podpowłoka d																
3	5																
1.8.	1750 osób	2															
1.9.	Liczba masowa 56, ponieważ jest najbardziej zbliżona do średniej masy atomowej.	1															
1.10.	3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 4d, 4f	1															
1.11.	Przemiana 1: $^6_0\text{n} \rightarrow ^0_1\text{e} + ^6_1\text{p}$ Przemiana 2: $^{60}_{27}\text{n} \rightarrow ^0_{-1}\text{e} + ^{60}_{28}\text{Ni}$	1															
1.12.	a) nikiel 4s 3d <table><tr><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↑↓</td><td>↓</td><td>↓</td></tr></table>	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↓	↓	2									
↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↓	↓												
1.13.	36,89 u	1															
1.14.	$3,156 \cdot 10^{-23} \text{ g}$	1															
1.15.1.	<table><tr><td></td><td>Liczba atomowa Z</td><td>Numer grupy</td><td>Numer okresu</td><td>Walencyjny fragment konfiguracji elektronowej</td></tr><tr><td>Pierwiastek X</td><td>19</td><td>1</td><td>4</td><td>4s¹</td></tr><tr><td>Pierwiastek Y</td><td>18</td><td>18</td><td>3</td><td>3s² 3p⁶</td></tr></table>		Liczba atomowa Z	Numer grupy	Numer okresu	Walencyjny fragment konfiguracji elektronowej	Pierwiastek X	19	1	4	4s ¹	Pierwiastek Y	18	18	3	3s ² 3p ⁶	1
	Liczba atomowa Z	Numer grupy	Numer okresu	Walencyjny fragment konfiguracji elektronowej													
Pierwiastek X	19	1	4	4s ¹													
Pierwiastek Y	18	18	3	3s ² 3p ⁶													
1.15.2.	1. Pierwiastek X jest metalem / niemetalem , który jest aktywny / nieaktywny chemicznie. 2. Pierwiastek Y jest metalem / niemetalem , który jest aktywny / nieaktywny chemicznie. 3. Występujący w przyrodzie jon prosty pierwiastka X / Y jest izoelektronowy względem atomu pierwiastka X / Y .	1															
1.16.	<table><tr><td>Symbol pierwiastka</td><td>Walencyjny fragment konfiguracji elektronowej</td><td>Numer grupy</td><td>Blok energetyczny</td></tr><tr><td>Co</td><td>4s² 3d⁷</td><td>9</td><td>d</td></tr></table>	Symbol pierwiastka	Walencyjny fragment konfiguracji elektronowej	Numer grupy	Blok energetyczny	Co	4s ² 3d ⁷	9	d	1							
Symbol pierwiastka	Walencyjny fragment konfiguracji elektronowej	Numer grupy	Blok energetyczny														
Co	4s ² 3d ⁷	9	d														
1.17.	↑↓ <table><tr><td></td><td></td><td></td><td></td><td></td></tr></table> ↑↑↑ 4s 3d 4p						1										

CHEMIA

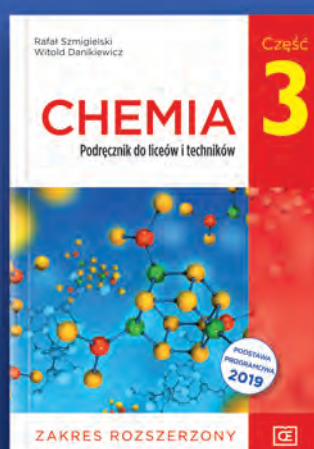
w liceum i technikum

PODSTAWA
PROGRAMOWA
2019

PODRĘCZNIKI zakres podstawowy



PODRĘCZNIKI zakres rozszerzony



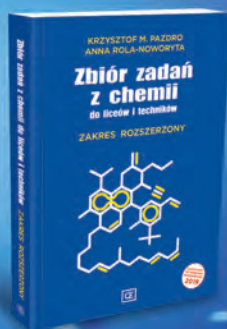
Solidnie od podstaw

CHEMIA

trzy etapy do sukcesu
na maturze

etap 1.

ZBIÓR ZADAŃ



Najnowsze,
zmienione
wydanie zbioru
– znanego
i cenionego
od ponad 45 lat

etap 2.

ZADANIA PRZEDMATURALNE



etap 3.

POWTÓRKA PRZED MATURĄ

