

Chemia

Informator Matura 2026

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
- **udzielą** szczegółowych informacji na temat konferencji i warsztatów organizowanych przez wydawnictwo
- **przedstawiają** 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, plocki, 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: kozienicki, lipski, przysuski, Radom, radomski, szydłowiecki, zwoleniński
692-490-544
lubelskie@pazdro.com.pl

Szanowni Państwo,

oto informator o naszych pozycjach wydawniczych z chemii, przeznaczonych dla uczniów i uczennic liceów i techników, przygotowujących się do egzaminu maturalnego na poziomie rozszerzonym w roku 2026.

Proponowane tu pozycje obejmują treści ujęte w *Podstawie programowej z chemii w zakresie rozszerzonym*, obowiązującej w szkołach od roku szkolnego 2019/2020, a niektóre z nich – tylko treści ujęte w **podstawie skróconej w 2024 r.** Aktualna oferta jest dostępna na stronie www.pazdro.com.pl

Gorąco zachęcamy do zapoznania się z tymi pozycjami i zalecania ich swoim uczniom.

Wydawca



Spis treści

Zbiór zadań z chemii do liceów i techników. Zakres rozszerzony	2
Chemia. Zbiór zadań maturalnych CKE. Część 1.	10
Chemia. Zbiór zadań maturalnych CKE. Część 2.	18
Chemia. Próbne arkusze maturalne. Zestaw 2. (<i>Matura od 2025 r.</i>)	20
Chemia. Próbne arkusze maturalne. Zestaw 1. (<i>Matura od 2025 r.</i>)	29
Chemia. Kompendium maturalne	30
Chemia. Zbiór zadań typu maturalnego.	38
Chemia. Powtórka przed maturą (wydanie zmienione i uzupełnione)	47
Chemia. Repetytorium dla przyszłych maturzystów i studentów	60
Przed maturą. Wyjaśnianie chemii w pytaniach i odpowiedziach	70



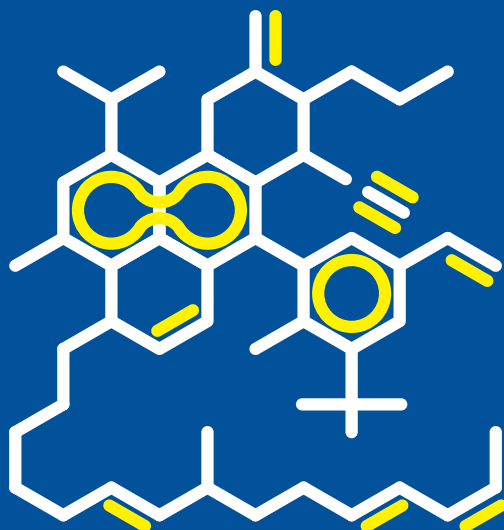
1974 wydanie I
2024 wydanie XIV

KRZYSZTOF M. PAZDRO
ANNA ROLA-NOWORYTA

Zbiór zadań z chemii

do liceów i techników

ZAKRES ROZSZERZONY



Aktualna
nomenklatura
PODSTAWA
od 2019 r.

format 165 x 235 mm,
stron 468

Szanowni Państwo!

Mija właśnie pięćdziesiąt lat nieprzerwanej obecności tego zbioru na rynku pomocy szkolnych z chemii. Jego pierwsze wydanie ukazało się w 1974 roku nakładem Wydawnictw Szkolnych i Pedagogicznych. Zbiór ten był przeznaczony dla uczniów liceów ogólnokształcących i obejmował całość zagadnień przewidzianych w programie nauczania chemii w tych szkołach.

Układ tematyczny zadań w tym zbiorze różnił się od schematów przyjętych w większości zbiorów wydawanych wówczas w Polsce. Kolejność problemów i typów zadań była zgodna z obowiązującym programem nauczania i dzięki temu zbiór ten szybko się rozpowszechnił i zdobył uznanie w szerokich kręgach nauczycielskich.

Zbiór był wielokrotnie wznawiany przez kolejnych wydawców, pod kilkakrotnie modyfikowanym tytułem, określającym jego odbiorców.

Autor i wydawcy zawsze z uwagą wsłuchiwali się w uwagi, propozycje i komentarze nauczycieli i uczniów, i reagowali modyfikacjami, zmianami układu zbioru i jego zawartości. Już w drugim i trzecim wydaniu, na podstawie postulatów nauczycieli, zrezygnowano z zadań dotyczących procesów hutniczych, przemysłu związków nieorganicznych i syntezy związków organicznych w przemyśle. Wzbogacano natomiast pozostałe rozdziały oraz wprowadzano nowe treści, dbając o to, by zbiór w kolejnych wydaniach zawsze obejmował wszystkie treści nauczania, występujące w zmieniających podstawach programowych.

W kolejnych edycjach zbiór dostosowywano do zmieniającej się nomenklatury związków nieorganicznych i organicznych. Dzięki tym wszystkim działaniom „**Zbiór zadań z chemii do liceów i techników. Zakres rozszerzony**” pozostaje ciągle najbardziej znanym i cenionym zbiorem, stosowanym przez nauczycieli do bieżącej oceny stopnia przyswojenia wiedzy i nabytych umiejętności uczniów.

Wydawca



KRZYSZTOF M. PAZDRO

(1941–2016)

W 1959 r. ukończył warszawskie Liceum Ogólnokształcące im. Mikołaja Reja. W tym samym roku rozpoczął studia na Wydziale Chemii Uniwersytetu Warszawskiego, na którym – z czystego zainteresowania – studiował też fizykę. Uniwersytecki dyplom magistra chemii otrzymał w 1964 r.

Już pod koniec studiów i na początku asystentury na UW uczył chemii i fizyki w warszawskich szkołach podstawowych i w liceach ogólnokształ-

cących. Okazało się, że nauczanie to jego druga – po badaniach naukowych – pasja. Do każdego tematu przygotowywał się starannie i za każdym razem realizował go inaczej, zawsze niekonwencjonalnie.

W latach 1966–1972 pracował w Zakładzie Chemii Organicznej Politechniki Warszawskiej, czego efektem było uzyskanie stopnia doktora nauk chemicznych (1972 r.).

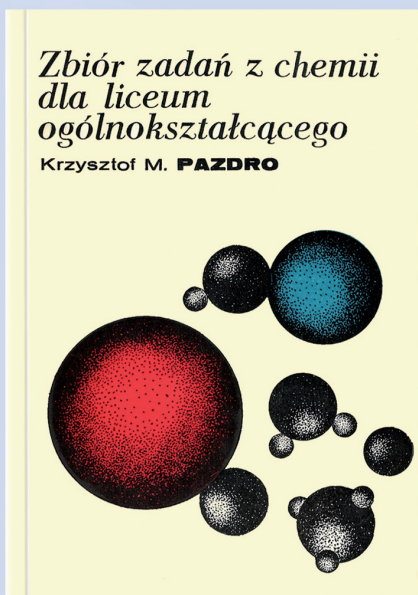
W następnych latach pracował w Instytucie Chemii Przemysłowej na stanowisku adiunkta w Zakładzie Metod Oczyszczania Związków Organicznych. Z tego okresu pochodzą: monografia *Prawo okresowości i struktura atomów*, *Chemia dla kandydatów na wyższe uczelnie*, *Szkolny poradnik chemiczny* (napisany wspólnie z Z. Dobkowską) oraz siedem artykułów na łamach *Chemii w Szkole*. Powszechnie znany *Zbiór zadań z chemii* powstał jeszcze podczas pracy na Politechnice Warszawskiej, ale pierwsze wydanie ukazało się dopiero po przejściu do IChP.

W 1979 r. podjął pracę w Instytucie Kształcenia Nauczycieli, co dawało mu olbrzymią szansę działania na polu dydaktyki chemii. Początkowo prowadził wykłady dla nauczycieli na tzw. studiach przedmiotowo-metodycznych. Później, już jako kierownik Pracowni Chemii, organizował spotkania z nauczycielami – metodykami. Współorganizował też ogólnopolskie spotkania dydaktyków chemii. Działalność w IKN wymagała samokształcenia i aktualizacji wiedzy w kilku dziedzinach chemii fizycznej. Przy tej okazji powstały artykuły do *Chemii w Szkole*, które dotyczyły metodyki nauczania podstaw: elektrochemii, chemii kwantowej, termochemii, chemii nieorganicznej oraz stereochemii. W latach osiemdziesiątych powstał też akademicki podręcznik *Dydaktyka chemii* (wspólnie z A. Galską-Krajewską), *Słownik szkolny. Chemia* (wspólnie z J. Sobczak i Z. Dobkowską) oraz kilka rozdziałów w pracach zbiorowych.

W 1992 r. założył wydawnictwo pod nazwą Oficyna Edukacyjna * Krzysztof Pazdro. Początkowo Oficyna specjalizowała się w podręcznikach do chemii i fizyki, z czasem oferta została rozszerzona na inne przedmioty do szkół podstawowych, gimnazjów i liceów. Oficyna wydała ponad 90 pomocy dydaktycznych do chemii, których Krzysztof M. Pazdro jest autorem lub współautorem. Są to: podręczniki, zbiory zadań, zeszyty ćwiczeń, programy nauczania i materiały metodyczne dla nauczycieli.

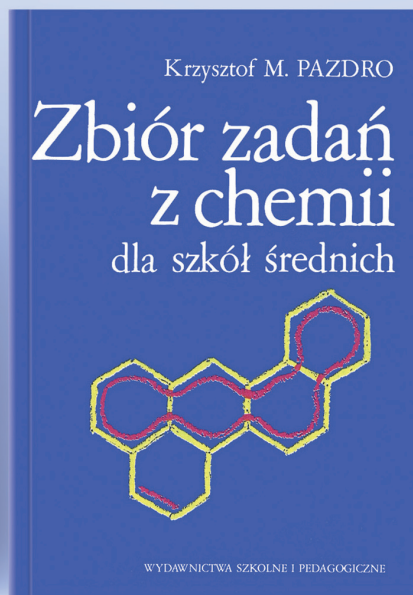
W 2010 r. otrzymał nagrodę im. Filipa Kallimacha, przyznaną przez „Magazyn Literacki KSIĄŻKI”, za wybitne osiągnięcia w sferze edukacji. W 2014 r. został uhonorowany przez Polskie Towarzystwo Chemiczne medalem im. Jana Harabaszewskiego za osiągnięcia publikacyjne w zakresie edukacji chemicznej w Polsce.

Tak się zmieniały okładki zbioru



1974 r.

Wydawnictwa Szkolne i Pedagogiczne



1986 r.

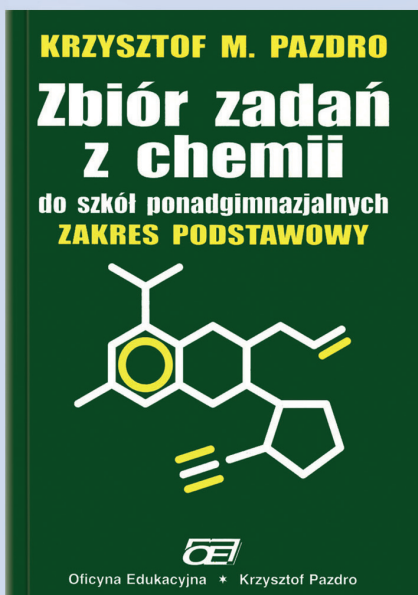
Wydawnictwa Szkolne i Pedagogiczne



1991 r.

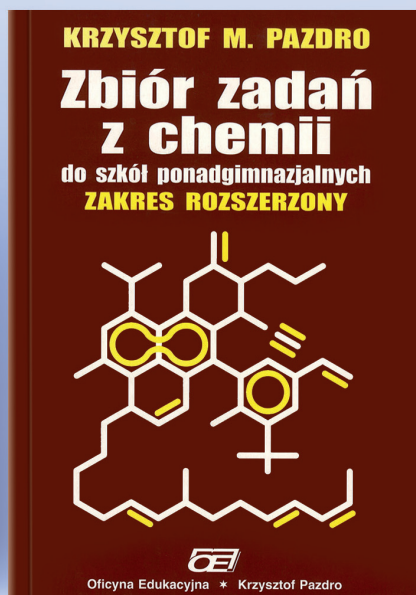


1993 r.



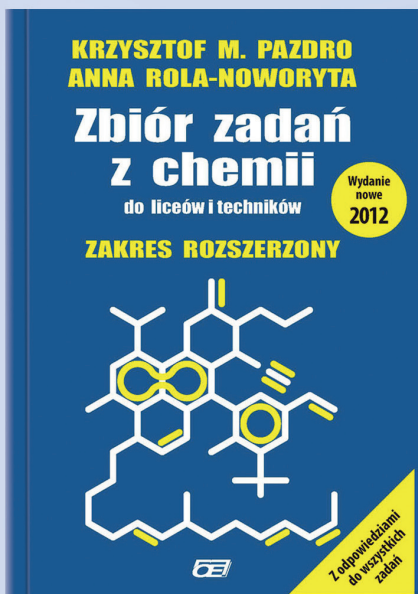
2003 r.

Oficyna Edukacyjna * Krzysztof Pazdro



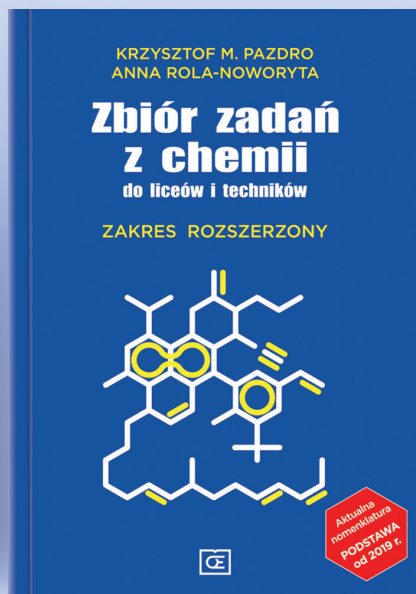
2004 r.

Oficyna Edukacyjna * Krzysztof Pazdro



2012 r.

Oficyna Edukacyjna * Krzysztof Pazdro



2023 r.

Oficyna Edukacyjna * Krzysztof Pazdro

Spis treści

WSTĘP

ROZDZIAŁ 1. Przekazywanie informacji chemicznych

ROZDZIAŁ 2. Podstawy stechiometrii

ROZDZIAŁ 3. Stechiometria wzorów chemicznych

ROZDZIAŁ 4. Stechiometria równań chemicznych

ROZDZIAŁ 5. Stechiometria mieszanin

ROZDZIAŁ 6. Budowa atomów

ROZDZIAŁ 7. Przekształcenia atomów w inne drobiny

ROZDZIAŁ 8. Roztwory

ROZDZIAŁ 9. Chemia roztworów wodnych

ROZDZIAŁ 10. Reakcje utleniania-redukcji

ROZDZIAŁ 11. Elektrochemia

ROZDZIAŁ 12. Związki nieorganiczne

ROZDZIAŁ 13. Pierwiastki bloku *s*

ROZDZIAŁ 14. Pierwiastki bloku *p*

ROZDZIAŁ 15. Pierwiastki bloku *d*

ROZDZIAŁ 16. Węglowodory

ROZDZIAŁ 17. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

ROZDZIAŁ 18. Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów

ROZDZIAŁ 19. Chemia wokół nas

ROZDZIAŁ 20. Elementy ochrony środowiska

ANEKSY I TABELLE

TABELE UZUPEŁNIAJĄCE

ODPOWIEDZI

SKOROWIDZ (polsko-angielski)

TABLICE – Układy okresowe

WSTĘP

do wydania 2024

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 kolejnych wydawców pod kilkakrotnie modyfikowanym tytułem określającym adresata.

Obecne, jubileuszowe wydanie zbioru zadań, poprawione 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 nomenklaturową. Zbiór kończy się skorowidzem rzeczowym polsko-angielskim.

Redaktor

Informacje dla Nauczyciela

Różnice w stosunku do wydań z lat ubiegłych polegają na dodaniu nowych zadań w kilku istniejących rozdziałach (zwłaszcza w zakresie chemii organicznej), na poprawieniu nomenklatury związków organicznych zgodnie z najnowszymi wymaganiami oraz dodaniu podrozdziału dotyczącego badania struktur związków organicznych.

Uwzględniając postulaty środowiska nauczycielskiego przeredagowaliśmy niniejsze wydanie zbioru, wprowadzając powszechnie stosowane nazewnictwo związków nieorganicznych, oparte na systemie Stocka.

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.

Informacje dla Ucznia

W końcowej części zbioru zamieściliśmy aneksy i tabele. Warto się z nimi zapoznać (ponieważ zawierają ważne informacje) i – w miarę potrzeby – z nich korzystać.

Zadania zawarte w zbiorze obejmują wszystkie obowiązujące treści nauczania chemii, przewidziane programowo w zakresie rozszerzonym dla uczniów liceów i techników. Większość rozdziałów i podrozdziałów poprzedziliśmy przykładami z analizą problemu, rozwiązaniem (często różnymi sposobami) oraz uwagami o wykonywaniu podobnych obliczeń. Analiza problemu stanowi komentarz do podstawowych pojęć i praw chemicznych, wskazujący zasady ich wykorzystywania w zadaniach rachunkowych.

Stopień trudności zadań oznaczyliśmy umownymi znakami (gwiazdkami). Brak gwiazdki oznacza zadanie łatwe, przeznaczone dla wszystkich uczniów. Jedna gwiazdka (*) sygnalizuje zadanie trudniejsze, lecz nieprzekraczające możliwości ucznia, który rozwiązywał już zadania proste tego typu. Dwie gwiazdki (**) oznaczają zadanie trudne, przeznaczone dla uczniów ambitnych, zamierzających zdawać maturę międzynarodową, przygotowujących się do olimpiad krajowych lub międzynarodowych, niekoniecznie chemicznych. Uczeń ambitny to taki, który najpierw sam rozwiązuje zadanie, a następnie konfrontuje swój wynik z odpowiedzią podaną na końcu zbioru. W przypadku rozbieżności szuka błędu w swoim rozwiązaniu. W ostateczności może skorzystać z rozwiązań zadań trudnych (**) zamieszczonych na stronie internetowej wydawnictwa www.pazdro.com.pl/rozwiwania.pdf

Na końcu zbioru są wklejone barwne tablice uzupełniające – Układy okresowe z wieloma danymi, niezbędnymi przy rozwiązywaniu zadań.

Autorzy

MATURA
od 2025
oznaczenie zadań
nieobowiązujących

ZBIÓR ZADAŃ MATURALNYCH

Część 1.

Chemia ogólna i fizyczna



NOWOŚĆ

Lata 2010 – **2025**
Poziom rozszerzony

603 ZADANIA
Centralnej Komisji Egzaminacyjnej
Z ROZWIĄZANAMI

Opracowali
Piotr Kosztolowicz
Dorota Kosztolowicz



format 205 x 292 mm,
stron 272

Spis treści

Wstęp

Część 1.

TEKSTY ZADAŃ MATURALNYCH

1. Budowa atomu
2. Układ okresowy
3. Budowa i właściwości substancji chemicznej
4. Stechiometria
5. Stężenia roztworów
6. Reakcje utleniania i redukcji
7. Kinetyka chemiczna
8. Równowaga chemiczna
9. Termochemia, energetyka chemiczna, elektrochemia
10. Stała i stopień dysocjacji, pH, iloczyn rozpuszczalności
11. Reakcje w roztworach wodnych

SZKICE ROZWIĄZAŃ I ODPOWIEDZI

1. Budowa atomu
2. Układ okresowy
3. Budowa i właściwości substancji chemicznej
4. Stechiometria
5. Stężenia roztworów
6. Reakcje utleniania i redukcji
7. Kinetyka chemiczna
8. Równowaga chemiczna
9. Termochemia, energetyka chemiczna, elektrochemia
10. Stała i stopień dysocjacji, pH, iloczyn rozpuszczalności
11. Reakcje w roztworach wodnych

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 15 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 2010–2025. 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.

Niniejsze wydanie zbioru, w jego Części 1. i Części 2., zawiera wszystkie zadania (i ich rozwiązania) z arkuszy maturalnych w maju i czerwcu 2025 roku. Treść tych zadań umieszczono na kolorowym tle.

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

Od roku szkolnego 2024/2025 obowiązuje skrócona wersja podstawy programowej z roku 2019, dlatego zadania dotyczące usuniętych treści, jako nieobowiązujące, zostały oznaczone symbolem nożyczek ✂.

Wydawca

Zadanie 8.69. [CKE, matura / formuła 2023, czerwiec 2025, zad. 8. (2 pkt)]

Rozstrzygnij, czy schłodzenie układu, w którym przebiega przemiana 3., będzie skutkowało zwiększeniem:

- równowagowego stężenia amoniaku
- szybkości reakcji syntezy amoniaku.

Zaznacz TAK albo NIE. Odpowiedzi uzasadnij.

Rozstrzygnięcie: zwiększenie równowagowego stężenia amoniaku TAK / NIE

Rozstrzygnięcie: zwiększenie szybkości reakcji syntezy amoniaku TAK / NIE

9. Termochemia, energetyka chemiczna, elektrochemia

Słowa kluczowe

Entalpia, standardowa molowa entalpia reakcji, standardowa molowa entalpia tworzenia, standardowa molowa entalpia spalania, standardowa entalpia rozpuszczania, proces egzotermiczny, proces endotermiczny, warunki standardowe.

Zadanie 9.1. [CKE, matura, czerwiec 2011, zad. 7. (2 pkt)]

Reakcję otrzymywania amoniaku z azotu i wodoru można opisać równaniem:



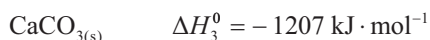
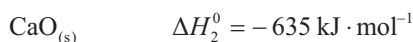
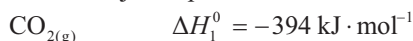
a) Określ, czy reakcja syntezy amoniaku jest egzotermiczna, czy endotermiczna.



b) Ustal wartość standardowej entalpii tworzenia amoniaku.

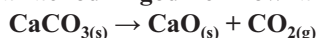
Zadanie 9.2. [CKE, matura, maj 2012, zad. 7. (2 pkt)]

Poniżej podano wartości standardowej entalpii tworzenia trzech związków chemicznych.



Na podstawie: K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007

Korzystając z powyższych danych, oblicz wartość entalpii ΔH_x^0 reakcji rozkładu 50 gramów węglanu wapnia, która zachodzi zgodnie z równaniem:

**Zadanie 9.3.** [CKE, matura, maj 2012, zad. 8. (1 pkt)]

W dwóch probówkach znajdowała się woda destylowana o temperaturze 25°C. Do próbówki I wprowadzono pewną liczbę moli soli A, a do próbówki II – taką samą liczbę moli soli B. Stwierdzono, że w próbówce I powstały roztwór jest cieplejszy od użytej wody destylowanej, natomiast zawartość próbówki II nieco ochłodziła się w czasie rozpuszczania w niej soli B.

Wiedząc, że do przygotowania roztworów użyto chlorku magnezu i azotanu(V) amonu, a standardowe entalpie rozpuszczania w wodzie tych soli wynoszą:

$$\Delta H^\circ (\text{MgCl}_2) = -154 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ (\text{NH}_4\text{NO}_3) = 26 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

napisz wzór soli, której roztwór otrzymano w probówce I.

Na podstawie: K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007



Zadanie 9.4. [CKE, matura, czerwiec 2013, zad. 22. (2 pkt)]

Standardowa molowa entalpia spalania etenu $\text{C}_2\text{H}_{4(\text{g})}$ wynosi $\Delta_{\text{sp}}H^\circ = -1411,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, a standardowa molowa entalpia spalania etynu $\text{C}_2\text{H}_{2(\text{g})}$ wynosi $\Delta_{\text{sp}}H^\circ = -1301,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2001.

Oceń, w którym przypadku można uzyskać więcej energii wydzielonej na sposób ciepła: podczas izobarycznego spalania całkowitego 20 gramów etenu czy podczas izobarycznego spalania całkowitego 20 gramów etynu. Wykonaj odpowiednie obliczenia w odniesieniu do warunków standardowych.



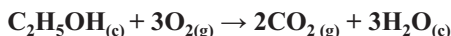
Zadanie 9.5. [CKE, matura, czerwiec 2013, zad. 31. (2 pkt)]

W tabeli podano wartości standardowej molowej entalpii tworzenia etanolu oraz produktów jego całkowitego spalania.

Związek	Standardowa entalpia tworzenia $\Delta_{\text{tw}}H^\circ$
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{l})}$	$-287,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
$\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	$-285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
$\text{CO}_{2(\text{g})}$	$-393,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Na podstawie: K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007.

Oblicz wartość standardowej molowej entalpii spalania etanolu $\Delta_{\text{sp}}H^\circ$



Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.



Zadanie 9.6. [CKE, matura, maj 2014, zad. 13. (2 pkt)]

W tabeli podano wartości standardowej molowej entalpii trzech reakcji.

Równanie reakcji	Standardowa molowa entalpia
$\text{C}_2\text{H}_{6(\text{g})} + 3\frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{CO}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	$\Delta_{\text{sp}}H^\circ_{\text{C}_2\text{H}_6} = -1560,7 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
$\text{C}_2\text{H}_{4(\text{g})} + 3\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{CO}_{2(\text{g})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	$\Delta_{\text{sp}}H^\circ_{\text{C}_2\text{H}_4} = -1411,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
$\text{H}_{2(\text{g})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	$\Delta_{\text{tw}}H^\circ_{\text{H}_2\text{O}} = -285,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2001.

Na podstawie powyższych danych oblicz standardową molową entalpię reakcji uwodornienia etenu ΔH_x^0 , która zachodzi zgodnie z równaniem:



Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

Zadanie 9.7. [CKE, matura, czerwiec 2014, zad. 10. (2 pkt)]

Oblicz standardową entalpię tworzenia etanolu z pierwiastków. Skorzystaj z podanych równań reakcji i z wartości standardowych entalpii spalania. Wynik podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

$\text{H}_{2(\text{g})} + \frac{1}{2}\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	$\Delta H_1^0 = -285,83 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
$\text{C}_{(\text{grafit})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{CO}_{2(\text{g})}$	$\Delta H_2^0 = -393,51 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{l})} + 3\text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{CO}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_2\text{O}_{(\text{l})}$	$\Delta H_3^0 = -1357,20 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

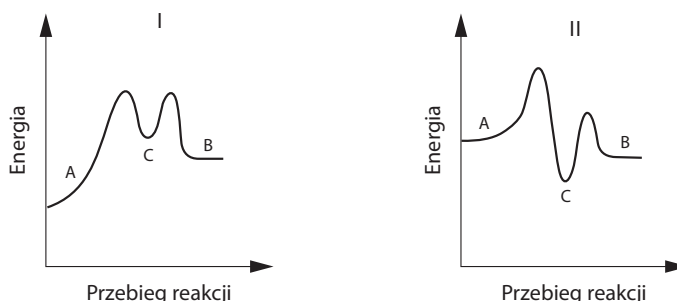
Na podstawie: Witold Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 1997.

Zadanie 9.8. [CKE, matura/nowa formuła, maj 2015, zad. 17. (1 pkt)]

Pewien proces, w którym związek A zostaje przekształcony w związek B, przebiega w dwóch etapach.

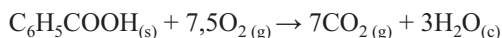
Etap 1.	$\text{A} \rightarrow \text{C}$	$\Delta H < 0$
Etap 2.	$\text{C} \rightarrow \text{B}$	$\Delta H > 0$

Przeanalizuj poniższe wykresy i ustal, który z nich odpowiada opisanej przemianie.



Zadanie 9.9. [CKE, matura/stara formuła, maj 2015, zad. 23. (2 pkt)]

Standardowa molowa entalpia reakcji spalania kwasu benzoesowego opisanej równaniem:



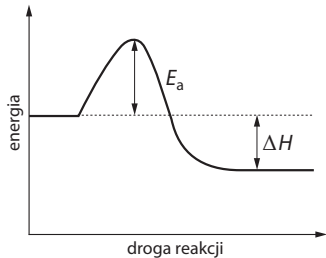
$\Delta_{\text{sp}} H_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}}^0 = -3227 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Standardowa entalpia tworzenia wody w ciekłym stanie skupienia ma wartość $\Delta_{\text{tw}} H_{\text{H}_2\text{O}}^0 = -286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, a standardowa entalpia tworzenia gazowego tlenku węgla(IV) wynosi $\Delta_{\text{tw}} H_{\text{CO}_2}^0 = -394 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Na podstawie: J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2001.

	Równania bilansu materiałowego dla stanu równowagi: $n_{\text{NO}}^0 - 2x = 1$ $n_{\text{O}_2}^0 - x = 2$ $2x = n_{\text{NO}_2}$ $0,25 = \frac{(2x)^2}{1^2 \cdot 2}$ Po rozwiązaniu otrzymamy $x = 0,3536$ mola. Pozwala to obliczyć początkowe liczby moli reagentów. $n_{\text{NO}}^0 = 1 + 2x = 1,7072 \text{ mola}$ $n_{\text{O}_2}^0 = 2 + x = 2,3536 \text{ mola}$ W mieszaninie substratów reakcji syntezy NO_2 w niedomiarze był NO, i on pozwoli na obliczenie wydajności reakcji: $\%w = \frac{2x}{n_{\text{NO}}^0} \cdot 100 \% = \frac{2 \cdot 0,3536}{1,7072} \cdot 100 \%$ $\%w = 41,42 \%$	
8.69.	Rozstrzygnięcie: zwiększenie równowagowego stężenia amoniaku TAK. Uzasadnienie: Proces jest egzotermiczny, chłodzenie układu powoduje przesunięcie równowagi w prawą stronę na korzyść syntezy amoniaku. Rozstrzygnięcie: zwiększenie szybkości reakcji syntezy amoniaku NIE. Uzasadnienie: Wraz ze spadkiem temperatury maleje szybkość każdej reakcji chemicznej. Proces syntezy amoniaku zwalnia po spadku temperatury.	2

9. Termochemia, energetyka chemiczna, elektrochemia

Nr zadania	Rozwiązania i odpowiedzi	Liczba punktów
9.1.	a) egzotermiczna b) $\Delta H_{\text{rw}}^0 = -0,5 \cdot 91,88 = -45,94 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	2
9.2.	Molowa entalpia reakcji rozkładu CaCO_3 wynosi: $\Delta H = \Delta H_1^0 + \Delta H_2^0 - \Delta H_3^0$ $\Delta H = [-394 + (-635) - (-1207)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta H = 178 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $n_{\text{CaCO}_3} = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{M_{\text{CaCO}_3}}$ $n_{\text{CaCO}_3} = \frac{50 \text{ g}}{100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,5 \text{ mola}$ $\Delta H_{\text{x}}^0 = n_{\text{CaCO}_3} \cdot \Delta H$ $\Delta H_{\text{x}}^0 = 0,5 \text{ mol} \cdot 178 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 89 \text{ kJ}$	2
9.3.	W probówce I otrzymano roztwór MgCl_2	1
9.4.	Q oznacza ciepło wydzielone w wyniku spalania. Dla etenu: $Q_{\text{C}_2\text{H}_4} = n_{\text{C}_2\text{H}_4} \Delta_{\text{sp}} H^0 = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_4}}{M_{\text{C}_2\text{H}_4}} \Delta_{\text{sp}} H^0$ $Q_{\text{C}_2\text{H}_4} = \frac{20 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 1411,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 1008 \text{ kJ}$	2

	Dla etynu: $Q_{C_2H_2} = n_{C_2H_2} \Delta_{sp} H^0 = \frac{m_{C_2H_2}}{M_{C_2H_2}} \Delta_{sp} H^0$ $Q_{C_2H_2} = \frac{20 \text{ g}}{26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 1301,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 1001 \text{ kJ}$ Spalenie 20 g etenu powoduje wydzielanie większej energii niż spalenie 20 g etynu.	
9.5.	$\Delta_{sp} H^0_{C_2H_5OH} = 3\Delta_{rw} H^0_{H_2O} + 2\Delta_{rw} H^0_{CO_2} - (\Delta_{rw} H^0_{C_2H_5OH} + 3\Delta_{rw} H^0_{O_2})$ Przyjmując, że: $\Delta_{rw} H^0_{O_2} = 0$ mamy: $\Delta_{sp} H^0_{C_2H_5OH} = [3 \cdot (-285,8) + 2 \cdot (-393,5) + 287,0] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta_{sp} H^0_{C_2H_5OH} = -1357,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	2
9.6.	$\Delta H^0_x = -\Delta_{sp} H^0_{C_2H_6} + \Delta_{sp} H^0_{C_2H_4} + \Delta_{rw} H^0_{H_2O}$ $\Delta H^0_x = [-(-1560,7) + (-1411,2) + (-285,8)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta H^0_x = -136,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	2
9.7.	$\Delta H^0_{C_2H_5OH} = 3\Delta H^0_1 + 2\Delta H^0_2 - \Delta H^0_3$ $\Delta H^0_{C_2H_5OH} = [(-857,49) + (-787,02) + (1357,20)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta H^0_{C_2H_5OH} = -287,31 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	2
9.8.	Opisaną przemianę poprawnie zilustrowano na wykresie II.	1
9.9.	$\Delta_{sp} H^0_{C_6H_5COOH} = 3\Delta_{rw} H^0_{H_2O} + 7\Delta_{rw} H^0_{CO_2} - (\Delta_{rw} H^0_x + 7,5\Delta_{rw} H^0_{O_2})$ Przyjmując, że: $\Delta_{rw} H^0_{O_2} = 0$ mamy: $\Delta_{rw} H^0_x = [3 \cdot (-286) + 7 \cdot (-394) - (-3227)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta_{rw} H^0_x = -389 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	2
9.10.	I. egzotermiczna II. O_2 III. $142,5 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	1
9.11.	I. $Ba^{2+} + SO_4^{2-} + 2H_3O^+ + 2OH^- \rightarrow BaSO_4 + 4H_2O$ II. II i IV	2
9.12.	I.  II. 1. egzotermiczna 2. $\Delta H < 0$	2
9.13.	$\Delta_{sp} H^0_{C_3H_5(OH)_3} = 3\Delta_{rw} H^0_{CO_2} + 4\Delta_{rw} H^0_{H_2O} - (\Delta_{rw} H^0_x + 3,5\Delta_{rw} H^0_{O_2})$ Entalpia tworzenia pierwiastków w warunkach standardowych traktowana jest jako równa 0, stąd: $\Delta_{sp} H^0_{C_3H_5(OH)_3} = 3\Delta_{rw} H^0_{CO_2} + 4\Delta_{rw} H^0_{H_2O} - \Delta_{rw} H^0_x$ ostatecznie: $\Delta_{rw} H^0_x = 3\Delta_{rw} H^0_{CO_2} + 4\Delta_{rw} H^0_{H_2O} - \Delta_{sp} H^0_{C_3H_5(OH)_3}$	2

A
I
N
E
I
C

MATURA
od 2025
oznaczenie zadań
nieobowiązujących

ZBIÓR ZADAŃ MATURALNYCH

Część 2.

Chemia nieorganiczna i organiczna



NOWOŚĆ

Lata 2010 – **2025**
Poziom rozszerzony

723 ZADANIA
Centralnej Komisji Egzaminacyjnej
Z ROZWIĄZANIAM

Opracowali
Piotr Kosztołowicz
Dorota Kosztołowicz



format 205 x 292 mm,
stron 336

Spis treści

Część 2.

Wstęp

TEKSTY ZADAŃ MATURALNYCH

12. Związki nieorganiczne – identyfikacja
13. Związki nieorganiczne – blok *s* i *p*
14. Związki nieorganiczne – blok *d*
15. Węglowodory
16. Alkohole, fenole, aldehydy i ketony
17. Kwasy karboksylowe, estry i tłuszcze
18. Organiczne związki azotu
19. Cukry

SZKICE ROZWIĄZAŃ I ODPOWIEDZI

12. Związki nieorganiczne – identyfikacja
13. Związki nieorganiczne – blok *s* i *p*
14. Związki nieorganiczne – blok *d*
15. Węglowodory
16. Alkohole, fenole, aldehydy i ketony
17. Kwasy karboksylowe, estry i tłuszcze
18. Organiczne związki azotu
19. Cukry

Kamil Kaznowski



CHEMIA

Próbné arkusze maturalne

Zestaw 2.

Poziom rozszerzony



format 205 x 292 mm,
stron 192

Spis treści

Wstęp

Próbne arkusze

Arkusz próbny nr 1
Arkusz próbny nr 2
Arkusz próbny nr 3
Arkusz próbny nr 4
Arkusz próbny nr 5
Arkusz próbny nr 6

Rozwiązania i odpowiedzi

Arkusz nr 1
Arkusz nr 2
Arkusz nr 3
Arkusz nr 4
Arkusz nr 5
Arkusz nr 6

Tablice uzupełniające

Wybrane stałe, jednostki fizyczne i chemiczne
Przedrostki
Wartości stałej dysocjacji wybranych kwasów i zasad w temp. 25 °C
Potencjał standardowy redukcji
Wybrane wskaźniki kwasowo-zasadowe
Rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie w temp. 25 °C
(g/100 g H₂O)
Wartości iloczynu rozpuszczalności wybranych substancji w temp. 25 °C
Tabela wartości logarytmów dziesiętnych
Wybrane aminokwasy białkowe
Wartości standardowej molowej entalpii tworzenia
Wartości standardowej molowej entalpii spalania
Układ okresowy pierwiastków

Wstęp

Drogi Maturzysto, droga Maturzystko!

Oddajemy w Wasze ręce **drugi z nowej serii** zestaw **zupełnie nowych**, próbnych arkuszy maturalnych, które zostały napisane z myślą o osobach przystępujących do egzaminu maturalnego z chemii **w 2025 roku i w latach następnych**. Wszystkie zadania w tych arkuszach są oryginalne i **nie były nigdzie publikowane**. Do zestawu arkuszy dołączone zostały odpowiedzi i pełne rozwiązania zadań rachunkowych.

Co warto wiedzieć o egzaminie maturalnym z chemii? Czas trwania egzaminu to 180 minut, a do zdobycia jest 60 punktów. Arkusz należy rozwiązywać, używając długopisu z czarnym tuszem. Można również korzystać z linijki, zaawansowanego kalkulatora (takiego, który policzy m.in. logarytmy) oraz zestawu tablic CKE. Niektóre z tych tablic są zawarte w tej publikacji, jednak zachęcam do tego, aby zapoznać się z całą ich zawartością.

Przystępując do powtarzania i utrwalania wiadomości z chemii warto zapoznać się z treścią zmienionej podstawy programowej, w zakresie rozszerzonym, która obowiązuje od roku szkolnego 2024/2025. To ważne, ponieważ pewne zagadnienia, które do tej pory były realizowane na lekcjach chemii, nie wchodzą w zakres treści egzaminu maturalnego. Są to m.in. *czas połowicznego zaniku*, *elektroliza* i *obliczenia termodynamiczne*.

Przygotowując się do egzaminu maturalnego z chemii należy analizować jak najwięcej doświadczeń objętych podstawą programową. Można je znaleźć m.in. na stronie Oficyny Edukacyjnej * Krzysztof Pazdro. W niniejszych próbnych arkuszach maturalnych znajdują się opisy doświadczeń, zilustrowane za pomocą klasycznych schematów oraz fotografii.

Należy pamiętać, aby ćwiczyć rozwiązywanie zadań z materiałem źródłowym. Umiejętność czytania ze zrozumieniem schematów reakcji i tekstu jest niezwykle ważna! W przygotowanych arkuszach takich zadań znajduje się wiele, a niektóre z nich mogą dotyczyć zagadnień, których nie ma w uszczuplonej podstawie programowej 2024.

Niektóre zadania mogą mieć złożoną budowę, ale za ich rozwiązanie można zdobyć nawet do pięciu punktów.

Przy rozwiązywaniu zadań rachunkowych należy pamiętać o podaniu wyniku z właściwą jednostką oraz z dokładnością, która może być wskazana w treści zadania. Za poprawne rozwiązanie zadania rachunkowego, zawierającego jeden czasownik operacyjny (np. oblicz objętość gazu), otrzymuje się zazwyczaj 2 punkty. Jeśli popełni się błąd rachunkowy (przy zachowaniu poprawności metody) otrzymuje się 1 punkt. Niewłaściwa dokładność wyniku lub nieprawidłowa jednostka skutkuje utratą jednego punktu.

Rozwiązując zadania w próbnych arkuszach maturalnych, należy wziąć pod uwagę to, że w odpowiedziach została przedstawiona tylko jedna metoda rozwiązywania zadań rachunkowych. Jednakże każda inna (poprawna) metoda ich rozwiązania jest właściwa, a wynik może różnić się od tego, który zapisano w odpowiedziach!

Pamiętajcie, aby naukę i trening zadaniowy rozłożyć w czasie. W powtórkach pomogą Wam także inne pozycje mojego autorstwa, wydane przez Oficynę Pazdro: poprzednia edycja *Próbnych arkuszy maturalnych*, *Kompendium maturalne* oraz *Zbiór zadań typu maturalnego*.

Trzymam kciuki za Waszą wytrwałość i powodzenie, a w wolnej chwili „odwiedźcie” mnie na Instagramie (kaznowski.maturalnie). Znajdują się tam liczne materiały, które mogą być bardzo pomocne w przygotowaniu się do matury z chemii.

Kamil Kaznowski

Arkusz próbny nr 1

Zadanie 1.

O atomie pierwiastka chemicznego o umownym symbolu E wiadomo, że:

- liczba sparowanych elektronów, których stan jest opisywany za pomocą głównej liczby kwantowej $n = 3$, jest cztery razy większa od liczby elektronów niesparowanych, których stan jest opisywany za pomocą tej samej głównej liczby kwantowej,
- stan ośmiu elektronów jest opisywany za pomocą pobocznej liczby kwantowej $l = 0$.

Zadanie 1.1. (0-1)

Uzupełnij tabelę, podając:

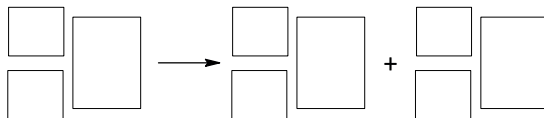
- symbol pierwiastka chemicznego E,
- informacje na temat położenia pierwiastka E w układzie okresowym pierwiastków i jego budowy elektronowej,
- maksymalną liczbę elektronów atomu pierwiastka E, które mogą brać udział w reakcjach chemicznych.

Symbol pierwiastka E	Numer okresu	Blok energetyczny	Liczba elektronów w rdzeniu atomu	Maksymalna liczba elektronów biorących udział w reakcjach chemicznych

Zadanie 1.2. (0-1)

Liczba masowa izotopu pierwiastka E o najmniejszej obecnie znanej masie atomowej jest równa liczbie atomowej itru. Izotop ten jest sztucznie otrzymanym nuklidem wykazującym radioaktywność. Z jądra tego izotopu wyrzucane są pozytony 0_1e – cząstki mające charakter elektronów obdarzonych ładunkiem dodatnim.

Uzupełnij schemat, zapisując równanie przemiany jądrowej izotopu pierwiastka E, o której jest mowa w treści zadania.



Zadanie 1.3. (0-2)

Opracowano kilka metod otrzymywania pierwiastka chemicznego E w czystej postaci. Jedną z tych metod – znaną jako synteza Krolla – opiera się na przeprowadzeniu dwóch następujących po sobie reakcji, a głównym surowcem tej syntezy jest sól o wzorze FeEO_3 .

- 1) W etapie pierwszym główny surowiec syntezy jest poddawany reakcji z chlorem i węglem, zmieszanych w stosunku molowym 2:7:6. Produktami reakcji są: czad, chlorek żelaza o barwie rdzawej i chlorek pierwiastka E, w którym pierwiastek ten występuje na IV stopniu utlenienia. Reakcję prowadzi się w temperaturze 900°C .
- 2) W etapie drugim chlorek pierwiastka E (produkt reakcji 1.) redukuje się za pomocą metalicznego magnezu. Produktami reakcji są sól i pierwiastek chemiczny E, który występuje w przyrodzie w postaci atomowej.

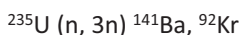
Zapisz równania dwóch etapów syntezy pierwiastka chemicznego E.

1)

2)

Zadanie 2.

Reakcje rozszczepiania jąder atomowych znalazły zastosowanie w energetyce jądrowej do pozyskiwania energii elektrycznej. Głównym paliwem, stosowanym obecnie w elektrowniach jądrowych, jest izotop uranu o liczbie masowej 235, który jest poddawany procesowi rozszczepienia za pomocą *neutronów termalnych*, czyli *neutronów wolnych*. Przebieg tego procesu ilustruje uproszczony schemat:



Niestety, uran-235 stanowi tylko śladową część naturalnie występującego w przyrodzie uranu, w którym dominującym izotopem jest uran-238. Izotop o liczbie masowej 238 nie jest dobrym paliwem do wykorzystania go w energetyce jądrowej z uwagi na to, że nie ulega szybkim procesom rozszczepienia i wymaga stosowania wysokoenergetycznych *neutronów prędkich*. Można jednak pozyskać z niego izotop plutonu, który ulega reakcji rozszczepienia za pomocą *neutronów termalnych* i jest dobrym paliwem jądrowym. Synteza izotopu plutonu, który spełnia warunki dobrego paliwa jądrowego, obejmuje trzy etapy:

- 1) reakcja dominującego w przyrodzie izotopu uranu z neutronem w stosunku molowym 1:1 (jedynym produktem przemiany jest izotop oznaczony umownie jako X),
- 2) przemiana β^- izotopu X i powstanie izotopu Y,
- 3) przemiana β^- izotopu Y i powstanie właściwego izotopu plutonu.

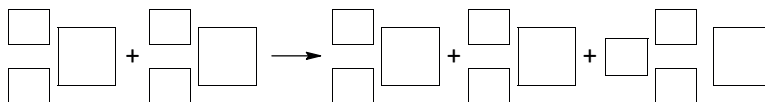
Zadanie 2.1. (0-1)

Zapisz równanie przemiany, której produktem jest izotop X.

Zadanie 2.2. (0-1)

Zapisz równanie reakcji rozszczepienia izotopu plutonu (będącego produktem trzeciego etapu syntezy z izotopu uranu), wiedząc, że:

- produktami reakcji rozszczepienia są izotopy dwóch pierwiastków z grupy berylów, dla których suma liczb atomowych jest równa liczbie atomowej plutonu,
- liczba masowa izotopu, będącego produktem o mniejszej masie atomowej, jest równa liczbie atomowej plutonu,
- rozszczepieniu jednego jądra izotopu plutonu, za pomocą jednego neutronu termalnego, towarzyszy emisja dwóch neutronów termalnych.

**Zadanie 2.3.** (0-1)

Oceń prawdziwość zdań. Zaznacz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, lub F – jeśli zdanie jest fałszywe.

Rozszczepieniu jednego jądra izotopu plutonu, o którym mowa w treści zadania, za pomocą jednego neutronu może towarzyszyć emisja trzech neutronów. Produktami tej przemiany są wówczas ^{130}Sb i ^{107}Tc .	P	F
Stosunek liczby neutronów do liczby protonów w jądrze izotopu ^{235}U jest większy od stosunku liczby neutronów do liczby protonów w jądrze izotopu ^{238}U .	P	F

Zadanie 3. (0-1)

Miedź występuje w przyrodzie w postaci mieszaniny dwóch niepromieniotwórczych izotopów. Siedem na dziesięć atomów naturalnej miedzi to izotop o mniejszej liczbie masowej. Pozostałe atomy stanowią izotop, w którego jądrze znajdują się o dwa neutrony więcej.

Podaj wartości liczb masowych dwóch izotopów miedzi.

**Zadanie 4.** (0-1)

Poniżej podano cztery wartości pierwszych energii jonizacji (w elektronowoltach) atomów czterech różnych pierwiastków chemicznych:

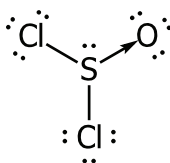
4,34 eV • 6,11 eV • 11,81 eV • 12,97 eV

Przyporządkuj podane wartości pierwszych energii jonizacji atomom pierwiastków chemicznych, które zostały wskazane w tabeli.

Symbol pierwiastka chemicznego	Br	Cl	K	Ca
Pierwsza energia jonizacji [eV]				

Zadanie 5. (0-1)

Chlorek tionylu jest związkiem chemicznym, dla którego cząsteczki można zaproponować następujący wzór elektronowy:



Podkreśl pogrubione fragmenty zdań tak, aby zdania te miały właściwy sens merytoryczny.

Cząsteczka chlorku tionylu o wzorze SOCl_2 , w której atom siarki jest atomem centralnym, ma kształt **płaski trygonalny / piramidy trygonalnej**.

Kąty pomiędzy wiązaniami w cząsteczce chlorku tionylu wynoszą **ok. 109° / ok. 120° / ok. 180°**.

Walencyjnym orbitalom atomowym atomu siarki w cząsteczce chlorku tionylu przypisuje się stan hybrydyzacji **sp / sp² / sp³**.

Cząsteczka chlorku tionylu **jest / nie jest** dipolem elektrycznym.

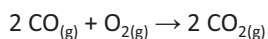
Zadanie 6. (0-2)

Oblicz masę molową powietrza w warunkach normalnych przy założeniu, że składa się ono z 21 % obj. tlenu i 79 % obj. azotu. Wynik podaj z dokładnością do liczby całkowitej.

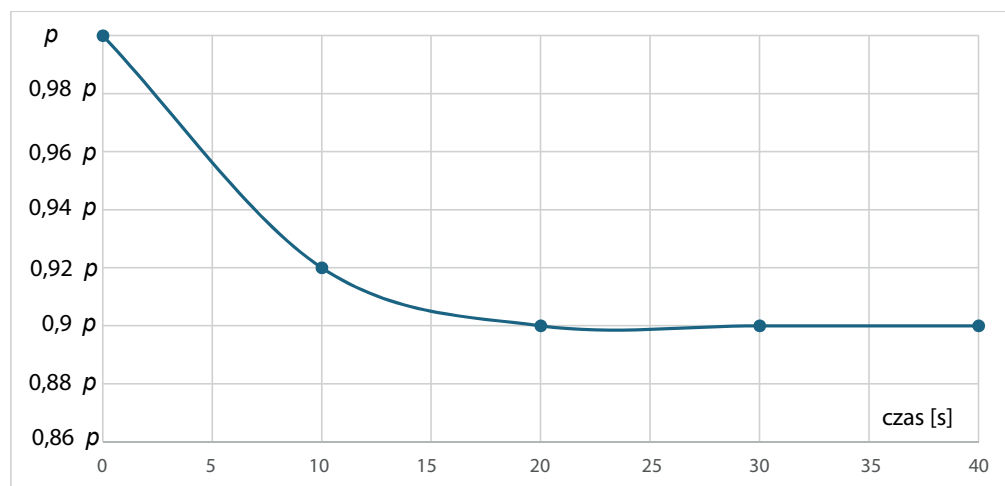
Obliczenia:

Zadanie 7. (0-2)

W układzie zamkniętym, o stałej pojemności 4 dm^3 , umieszczono porcję tlenu oraz porcję tlenku węgla(II). Stężenie tlenu w tej mieszaninie wynosiło $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, a stężenie tlenku węgla(II) było dwukrotnie większe w stosunku do jego ilości stechiometrycznej w reakcji z tlenem. W układzie utrzymywano ustabilizowaną temperaturę przez cały czas trwania procesu, którego przebieg ilustruje równanie:



Zmiany ciśnienia p w układzie w trakcie pierwszych 40 sekund, które upłynęły od zainicjowania procesu, zostały przedstawione na wykresie:



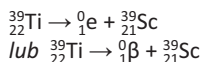
Rozwiązania i odpowiedzi

Arkusz nr 1

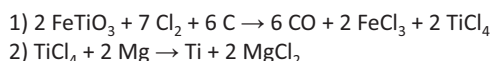
Zadanie 1.1. (0-1)

Symbol pierwiastka E	Numer okresu	Blok energetyczny	Liczba elektronów w rdzeniu atomu	Liczba elektronów biorących udział w reakcjach chemicznych
Ti	4	d	18	4

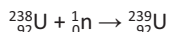
Zadanie 1.2. (0-1)



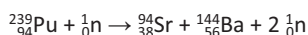
Zadanie 1.3. (0-2)



Zadanie 2.1. (0-1)



Zadanie 2.2. (0-1)



Zadanie 2.3. (0-1)

1P, 2F

Zadanie 3. (0-1)

${}^{63}\text{Cu}$ i ${}^{65}\text{Cu}$

Zadanie 4. (0-1)

Symbol pierwiastka chemicznego	Br	Cl	K	Ca
Pierwsza energia jonizacji [eV]	11,81	12,97	4,34	6,11

Zadanie 5. (0-1)

Cząsteczka chlorku tionylu o wzorze SOCl_2 , w której atom siarki jest atomem centralnym, ma kształt **płaski trygonalny / piramidy trygonalnej**.

Kąty pomiędzy wiązaniami w cząsteczce chlorku tionylu wynoszą **ok. 109° / ok. 120° / ok. 180°**.

Walencyjnym orbitalom atomowym atomu siarki w cząsteczce chlorku tionylu przypisuje się stan hybrydyzacji **sp / sp² / sp³**.

Cząsteczka chlorku tionylu **jest / nie jest** dipolem elektrycznym.

Zadanie 6. (0-2)

1 mol powietrza $\rightarrow$ 22,4 dm³ powietrza

$$22,4 \text{ dm}^3 \cdot 0,21 = 4,704 \text{ dm}^3 \text{ O}_2$$

$$22,4 \text{ dm}^3 - 4,704 \text{ dm}^3 = 17,696 \text{ dm}^3 \text{ N}_2$$

$$M[\text{O}_2] = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$32 \text{ g} \text{ ————— } 22,4 \text{ dm}^3$$

$$x \text{ ————— } 4,704 \text{ dm}^3$$

$$x = 6,72 \text{ g O}_2$$

$$m = 6,72 \text{ g} + 22,12 \text{ g} = 28,84 \text{ g} \rightarrow 29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Odpowiedź: $29 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Uwagi:

- Sposób rozwiązania zadania rachunkowego jest tylko jednym z wielu sposobów rozwiązania. Każda inna (poprawna) metoda powinna być oceniona maksymalnie.
- Brak jednostki w wyniku powoduje utratę 1 punktu.
- Brak właściwej dokładności wyniku powoduje utratę 1 punktu.
- Nieskończone zadanie (niekompletna metoda) powoduje utratę 2 punktów.

Zadanie 7. (0-2)

$$n[\text{O}_2] = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 4 \text{ dm}^3 = 4 \text{ mole}$$

$$n[\text{CO}] = 4 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 4 \text{ dm}^3 = 16 \text{ moli}$$

$$4 \text{ mole} + 16 \text{ moli} = 20 \text{ moli gazowych substratów}$$

W stanie równowagi ciśnienie spadło do 90 % początkowej wartości:

$$20 \text{ moli} \cdot 0,9 = 18 \text{ moli gazowych reagentów}$$

$$4 - x + 16 - 2x + 2x = 18$$

$$\text{O}_2 \qquad \text{CO} \qquad \text{CO}_2$$

$$4 - x + 16 - 2x + 2x = 18$$

$$x = 2$$

O_2	CO	CO_2
$4 - x = 2 \text{ mole}$	$16 - 2x = 12 \text{ moli}$	$2x = 4 \text{ mole}$
$M = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$M = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$	$M = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
$m = 32 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 2 \text{ mole} = 64 \text{ g}$	$m = 28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 12 \text{ moli} = 336 \text{ g}$	$m = 44 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 4 \text{ mole} = 176 \text{ g}$

Odpowiedź: 64 g O_2 , 336 g CO i 176 g CO_2

Uwagi:

- Sposób rozwiązania zadania rachunkowego jest tylko jednym z wielu sposobów rozwiązania. Każda inna (poprawna) metoda powinna być oceniona maksymalnie.
- Brak jednostki w wyniku powoduje utratę 1 punktu.
- Nieskończone zadanie (niekompletna metoda) powoduje utratę 2 punktów.

Zadanie 8. (0-2)

m_1 – masa kwasu etanowego

m_2 – masa kwasu etanodiowego

$$m_1 + m_2 = 13,7$$

$$M[\text{CH}_3\text{COOH}] = 60 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$60 \text{ g} \text{ ————— } 22,4 \text{ dm}^3$$

$$m_1 \text{ ————— } x$$

$$x = 0,37 m_1 [\text{dm}^3] \text{ CO}_2$$

$$0,37 m_1 + 0,5 m_2 = 6,72$$

Układ równań:

- $m_1 + m_2 = 13,7$
 - $0,37 m_1 + 0,5 m_2 = 6,72$
- $$m_1 = 13,7 - m_2$$

$$M[(\text{COOH})_2] = 90 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$90 \text{ g} \text{ ————— } 44,8 \text{ dm}^3$$

$$m_2 \text{ ————— } x$$

$$x = 0,5 m_2 [\text{dm}^3] \text{ CO}_2$$

Kamil Kaznowski

Matura
od 2025 r.



CHEMIA

Próbne arkusze maturalne

Zestaw 1.

Poziom rozszerzony



format 205 x 292 mm,
stron 192



CHEMIA

Próbne arkusze maturalne

Zestaw 2.

Poziom rozszerzony

Sprawdź dostępność na
www.pazdro.com.pl

Bartłomiej Górski



format 205 x 292 mm,
stron 184

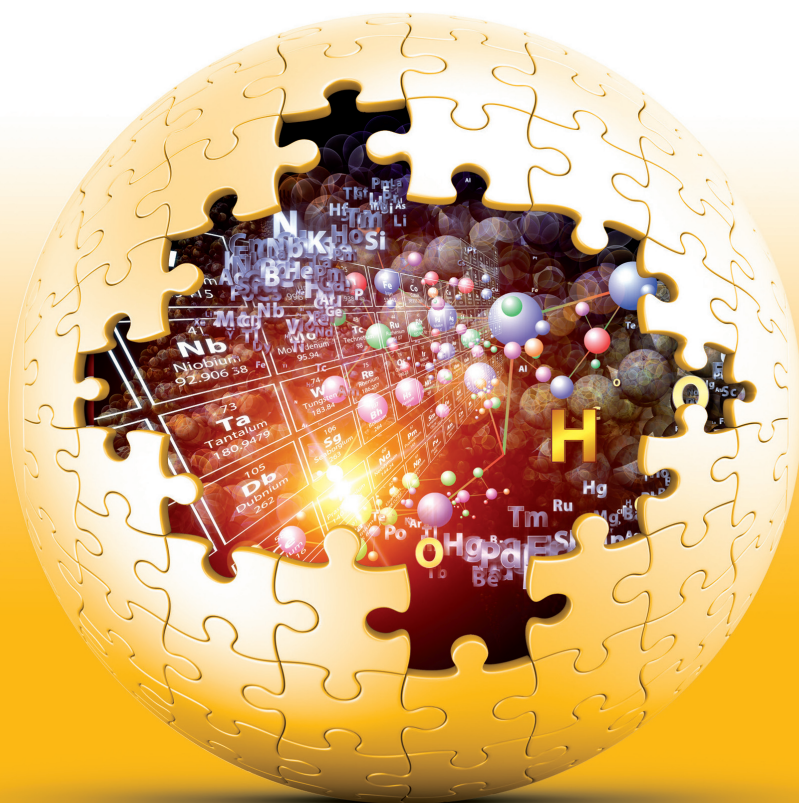
Kamil Kaznowski



CHEMIA

Kompendium maturalne

Zakres rozszerzony



format 198 x 260 mm,
stron 440

Spis treści

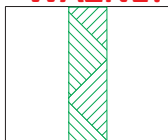
Wstęp

1. Budowa atomu i promieniotwórczość
2. Struktura i geometria drobin złożonych
3. Stechiometria
4. Roztwory, koloidy i zawiesiny
5. Efekt energetyczny, szybkość i wydajność reakcji chemicznej
6. Chemia roztworów wodnych
7. Elektrochemia
8. Chemia pierwiastków i związków nieorganicznych
9. Węglowodory
10. Izomeria optyczna
11. Alkohole i fenole
12. Związki karbonylowe
13. Kwasy karboksylowe
14. Estry
15. Aminy i amidy
16. Aminokwasy, peptydy i białka
17. Sacharydy

Skorowidz

Tablice uzupełniające

WAŻNE!



Takim paskiem na marginesach w *Kompendium* oznaczono treści, które – zgodnie z rozporządzeniem MEN z dnia 28 czerwca 2024 r. – są **nieobowiązkowe**.

Drodzy Uczniowie!

Trzymacie w ręku *Kompendium maturalne*, które zostało przygotowane z myślą o tych z Was, którzy przygotowują się do matury z chemii na poziomie rozszerzonym. Zagadnienia w nim zawarte obejmują wszystkie treści nauczania, ujęte w *Podstawie programowej* w zakresie rozszerzonym, funkcjonującej od 2019 roku.

Zgodnie z **rozporządzeniem MEN z dnia 28 czerwca 2024 roku** niektóre treści nauczania, zawarte w dotychczasowej podstawie i przedstawione w funkcjonujących podręcznikach (również w tym *Kompendium ...*), uznano za **nieobowiązujące**. Te treści zostały w tym *Kompendium jasno i czytelnie oznaczone*.

Struktura *Kompendium* jest ułożona według klasycznych rozdziałów. Pomoże wam to uporządkować materiał. Rozwiązywane przykłady zostały tak ułożone, aby dać Wam szansę zrozumienia zagadnienia bez pomocy nauczyciela. Ich treści się nie dublują – warto więc przeanalizować wszystkie.

Powtarzając materiał przed maturą nie lekceważcie zagadnień, które wydają się najbardziej oczywiste. Na przykład:

- *masa molowa* pierwiastka to masa jednego mola jego atomów [$\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$], a *masa atomowa* to masa jednego atomu [u],
- *liczba masowa izotopu* wskazuje na liczbę nukleonów w jądrze atomu i jest bezwymiarową liczbą całkowitą, podczas, gdy *masa atomowa izotopu* jest masą izotopu [u] i najczęściej nie jest liczbą całkowitą,
- *grupa wodorotlenowa (hydroksylowa)*, która wchodzi w skład m.in. alkoholi i fenoli, to nie jest to samo, co *jon wodorotlenkowy* OH^- , będący częścią jonowej struktury wodorotlenków,
- kreska we wzorze strukturalnym drobiny to wiązanie kowalencyjne (nie ilustrujcie za pomocą kresek połączeń jonowych),
- zapisując jonowe równania reakcji z udziałem mocnych kwasów zapisujcie je na zmianę w wersji uproszczonej (z jodem H^+) i w wersji pełnej (z jodem H_3O^+).

Utrwalajcie i porządkujcie zagadnienia z chemii fizycznej, formułujcie wnioski i upewnijcie się u swoich nauczycieli, czy poprawnie rozróznicie np. szybkość reakcji i wydajność reakcji.

Warto pamiętać o utrwalaniu nowych zasad nomenklatury organicznej (wszystko jest ujęte w tekście tego *Kompendium*) i korzystaniu z nowych tablic, które zostały przygotowane przez Centralną Komisję Egzaminacyjną. W zadaniach rachunkowych dbajcie o poprawność metody i zapisaniu wyniku z prawidłową jednostką oraz odpowiednią dokładnością.

Ważną częścią egzaminu maturalnego są zadania, które bazują na tekście źródłowym i poruszają treści, których możecie nie znać z lekcji chemii. Dlatego jak najwięcej czytajcie i upewnijcie się, czy jest dla Was zrozumiałe to, co zostało zapisane w tekście lub przedstawione za pomocą schematu, tabeli, wykresu itp.

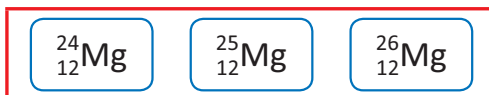
Mamy nadzieję, że to *Kompendium* (oraz inne przygotowane przez nas materiały maturalne) pomogą Wam uzyskać satysfakcjonujący wynik na egzaminie maturalnym.

Tego Wam życzymy!
Wydawca

1.2. Izotopy

Na Ziemi występują 92 pierwiastki (od wodoru do uranu), a zdecydowana większość z nich stanowi mieszaninę różnych nuklidów, które nazywane są **izotopami danego pierwiastka**.

Izotop jest to atom danego pierwiastka o ściśle określonej liczbie masowej A , a więc o określonej liczbie neutronów w jądrze.



Rys. 1.4. Magnez jako pierwiastek jest zbiorem trzech izotopów o liczbach masowych: 24, 25 i 26

Pojęcia **nuklid** i **izotop** są w pewnym zakresie swojego znaczenia synonimami, czyli oznaczają to samo. *Nuklid* jest jednak pojęciem nieco szerszym, a *izotop* jest pojęciem podporządkowanym danemu pierwiastkowi, ponieważ **każdy izotop jest nuklidem, ale nie każdy nuklid jest izotopem**. Co to znaczy?

Tlen jest pierwiastkiem, który występuje na Ziemi w postaci trzech nuklidów (izotopów): $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$ i $^{18}_8\text{O}$. Sód jest natomiast pierwiastkiem „czystym”, czyli „nieizotopowym” i występuje w przyrodzie w postaci jednego nuklidu $^{23}_{11}\text{Na}$, którego w takim przypadku nie określa się *izotopem*. Liczby izotopów danego pierwiastka nie można przewidzieć. Nie należy ich również zapamiętywać.

Liczba masowa jest liczbą całkowitą, bezwymiarową i pozwala określić liczbę neutronów w jądrze izotopu oraz jego przybliżoną masę atomową. Dokładne wartości mas atomowych izotopów w unitach [u] można odnaleźć w tablicach.

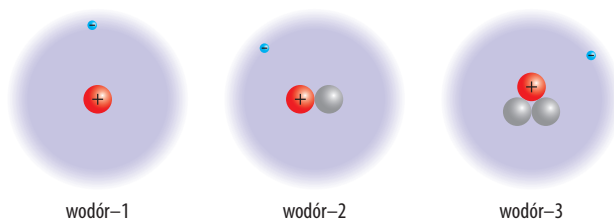
Tabela 1.3. Izotopy ołowiu

	$^{204}_{82}\text{Pb}$	$^{206}_{82}\text{Pb}$	$^{207}_{82}\text{Pb}$	$^{208}_{82}\text{Pb}$
Zawartość procentowa	1,4	24,1	22,1	52,4
Masa atomowa [u]	203,973	205,974	206,976	207,977

Z tabeli dotyczącej izotopów ołowiu wynika, że są one rozpowszechnione w przyrodzie w różnych ilościach. Podobnie jest z izotopami wszystkich pozostałych pierwiastków. Na przykład na cztery atomy chloru przypadają trzy atomy izotopu $^{35}_{17}\text{Cl}$ i tylko jeden atom izotopu $^{37}_{17}\text{Cl}$. W przypadku wodoru w przyrodzie występuje praktycznie wyłącznie izotop ^1_1H . Dwa pozostałe izotopy ^2_1H oraz ^3_1H – są niezwykle rzadkie.

Izotopy wodoru są bardzo ważne ze względu na ich zastosowanie w badaniach nad nowymi lekami. Związki organiczne zawierają wodór i zazwyczaj jest to izotop ^1_1H . Zastąpienie tego izotopu promieniotwórczym izotopem ^3_1H pozwala śledzić drogę leku w organizmie. Z tego i innych powodów izotopy wodoru otrzymały wyjątkowo swoje własne nazwy i symbole:

prot	deuter	tryt
^1_1H	^2_1H lub ^2_1D	^3_1H lub ^3_1T
$m = 1,0078 \text{ u}$	$m = 2,0141 \text{ u}$	$m = 3,0045 \text{ u}$
niepromieniotwórczy	niepromieniotwórczy	promieniotwórczy



Rys. 1.5. Izotopy wodoru

Tabela. 1.4. Izotopy wybranych pierwiastków

Z	Izotop	%
1	^1H	99,9853
	^2H	0,0147
	^3H	ślady
7	^{14}N	99,635
	^{15}N	0,365
8	^{16}O	99,7575
	^{17}O	0,0392
	^{18}O	0,2033
9	^{19}F	100

Z	Izotop	%
11	^{23}Na	100
12	^{24}Mg	78,60
	^{25}Mg	10,11
	^{26}Mg	11,29
15	^{31}P	100
16	^{32}S	95,018
	^{33}S	0,75
	^{34}S	4,215
	^{36}S	0,017

Z	Izotop	%
17	^{35}Cl	75,4
	^{37}Cl	24,6
19	^{39}K	93,08
	^{40}K	0,0119
	^{41}K	6,91
26	^{54}Fe	5,84
	^{56}Fe	91,68
	^{57}Fe	2,17
	^{58}Fe	0,31

Z	Izotop	%
29	^{63}Cu	68,94
	^{65}Cu	31,06
35	^{79}Br	50,52
	^{81}Br	49,48
79	^{197}Au	100
82	^{204}Pb	1,4
	^{206}Pb	24,1
	^{207}Pb	22,1
	^{208}Pb	52,4

Ze względu na występowanie izotopów pierwiastków w różnych ilościach, w układzie okresowym pierwiastków podaje się wartości średnich mas atomowych pierwiastków.

Średnia masa atomowa pierwiastka m_x jest to masa pierwiastka [u], która jest średnią ważoną, wynikającą z procentowej zawartości izotopów w środowisku naturalnym.

Średnią masę atomową pierwiastka oblicza się ze wzoru:

$$m_x = \frac{A_1 \cdot p_1 + A_2 \cdot p_2 + \dots + A_n \cdot p_n}{100\%}$$

gdzie:

m_x – średnia masa atomowa pierwiastka X,

A_1, A_2, A_n – liczby masowe izotopów (lub masy atomowe izotopów),

p_1, p_2, p_n – zawartości procentowe izotopów.

Przykład 1.

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

$$m_{\text{Rb}} = \frac{A_1 \cdot p_1 + A_2 \cdot p_2}{100\%}$$

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

Odp. Średnia masa atomowa rubidu wynosi 85,56 u.

Przykład 2.

Oblicz skład procentowy izotopów srebra o liczbach masowych, odpowiednio, 107 i 109.

Masa atomowa srebra wynosi 107,87 u.

$$m_{\text{Ag}} = \frac{A_1 \cdot p_1 + A_2 \cdot p_2}{100\%}$$

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

$$x = 56,5$$

Odp. Skład izotopowy srebra: ^{107}Ag – 56,5%, ^{109}Ag – 43,5%.

Przykład 3.

Bor występuje w przyrodzie w postaci mieszaniny dwóch izotopów. Na 1 atom boru o masie atomowej 10,013 u przypadają 4 atomy drugiego izotopu boru o nieznanej masie atomowej.

Oblicz masę atomową i liczbę masową drugiego izotopu boru, wiedząc, że średnia masa atomowa tego pierwiastka wynosi 10,814 u.

- Izotop o masie 10,013 u stanowi 1 atom z 5-ciu, czyli 20% wszystkich atomów boru,
- Izotop o nieznanej masie stanowi 4 atomy z 5-ciu, czyli 80% wszystkich atomów boru.

$$m_{\text{B}} = \frac{A_1 \cdot p_1 + A_2 \cdot p_2}{100\%}$$

$$10,814 = \frac{10,013 \cdot 20 + x \cdot 80}{100\%}$$

$$x = 11,014$$

Odp. Masa atomowa drugiego izotopu boru wynosi 11,014 u, natomiast liczba masowa tego izotopu to 11.

W naukach przyrodniczych istnieją również dwie inne, mniej znaczące klasyfikacje nuklidów różnych pierwiastków:

Izotony są to atomy różnych pierwiastków o jednakowej liczbie neutronów	Izobary są to atomy różnych pierwiastków o jednakowej liczbie masowej
$^{16}_8\text{O}$ $^{15}_7\text{N}$ $^{14}_6\text{C}$	$^{32}_{16}\text{S}$ $^{32}_{15}\text{P}$ $^{32}_{17}\text{Cl}$



1.3. Promieniotwórczość naturalna

Na Ziemi występują 92 pierwiastki chemiczne. Dodatkowo znanych jest około 30 pierwiastków sztucznych, czyli takich, które zostały otrzymane przez człowieka. Pierwiastki o liczbach atomowych od 1 do 82 występują w przyrodzie w postaci izotopów stabilnych, czyli niepromieniotwórczych, a także izotopów emitujących promieniowanie jądrowe. W przypadku pierwiastków o liczbach atomowych większych od 82, poczynając od bizmutu, wszystkie ich izotopy są nietrwałe i emitują ciągły strumień promieniowania jądrowego.

Powody tego, że izotop może być nietrwały, czyli promieniotwórczy, bywają różne, jednak zauważono pewną powtarzającą się prawidłowość. Gdy nadmiar liczby neutronów, w stosunku do liczby protonów w jądrze atomu zaczyna być zbyt duży, atom taki najprawdopodobniej będzie wykazywał promieniotwórczość. Na przykład:

$^{12}_6\text{C}$	$^{13}_6\text{C}$	$^{14}_6\text{C}$
6 protonów 6 neutronów	6 protonów 7 neutronów	6 protonów 8 neutronów
$\frac{n}{p} = 1$	$\frac{n}{p} = 1,17$	$\frac{n}{p} = 1,33$
trwały	trwały	promieniotwórczy

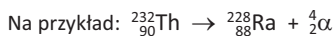
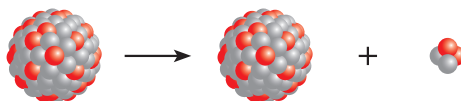
$^{14}_7\text{N}$	$^{15}_7\text{N}$	$^{16}_7\text{N}$
7 protonów 7 neutronów	7 protonów 8 neutronów	7 protonów 9 neutronów
$\frac{n}{p} = 1$	$\frac{n}{p} = 1,14$	$\frac{n}{p} = 1,29$
trwały	trwały	promieniotwórczy

Jądro izotopu promieniotwórczego pozbywa się nadmiaru składników jądra, wyrzucając na zewnątrz cząstki określone jako cząstki α , β^- lub β^+ oraz strumień przenikliwego promieniowania γ . W ten sposób dochodzi do ustabilizowania się atomu, czemu towarzyszy zwykle zmiana pierwiastka X w pierwiastek Y, co następuje na skutek zmiany liczby protonów w jądrze.

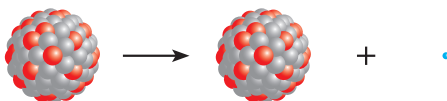
Tabela. 1.5. Charakterystyka cząstek wyrzucanych z jądra izotopu promieniotwórczego

Cząstka	α	β^-	β^+
Zapis cząstki	Jest to jądro helu: $^4_2\alpha$ lub ^4_2He	Jest to elektron: $^0_{-1}\beta$ lub $^0_{-1}e$	Jest to pozyton: $^0_1\beta$ lub 0_1e
Charakterystyka występowania	Przemianie α ulegają izotopy, które mają zbyt dużo neutronów i protonów w swoich jądrach atomowych.	Przemianie β^- ulegają izotopy, które mają zbyt dużo neutronów w swoich jądrach atomowych.	Przemianie β^+ ulegają izotopy, które mają zbyt dużo protonów w swoich jądrach atomowych.

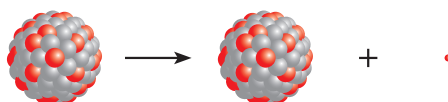
Przemiana α



Przemiana β^-



Warto wiedzieć, że **w przemianie β^- elektron jest wyrzucany z jądra atomowego!** Powstaje on w jądrze w procesie rozpadu neutronu, w którym tworzy się nowy proton i elektron. Elektron zostaje wyrzucony z jądra jako cząstka β^- : $^1_0n \rightarrow ^1_1p + ^0_{-1}e$.

Przemiana β^+ 

Na przykład: ${}^{13}_{7}\text{N} \rightarrow {}^{13}_{6}\text{C} + {}^0_1\beta^+$

W tym momencie warto wspomnieć, że **w przemianie β^+ pozyton, czyli elektron o ładunku dodatnim, jest wyrzucany z jądra atomowego**. Powstaje on w jądrze w procesie rozpadu protonu, w którym tworzy się nowy neutron i pozyton. Pozyton zostaje wyrzucony z jądra jako cząstka β^+ : ${}^1_1\text{p} \rightarrow {}^1_0\text{n} + {}^0_1\text{e}^+$.

Wychwyt elektronu

Na przykład: ${}^{13}_{7}\text{N} + {}^0_{-1}\text{e} \rightarrow {}^{13}_{6}\text{C}$

Takie zjawisko zdarza się wtedy, gdy jądro izotopu ma nadmiar protonów względem neutronów, a więc jest to proces konkurencyjny dla promieniowania β^+ . Gdy elektron z przestrzeni wokółjądrowej zostanie wchłonięty przez jądro, dochodzi w nim do procesu przekształcania się protonu w neutron: ${}^1_1\text{p} + {}^0_{-1}\text{e} \rightarrow {}^1_0\text{n}$.

Zwróć uwagę na to, że w wyniku przemiany β^+ i wychwytu elektronu powstaje dokładnie taki sam izotop (jeśli substrat był taki sam).

Promieniowanie γ

Wyrzuceniu z jądra cząstek α , β oraz wychwytowi elektronu przez jądro towarzyszy emisja **promieniowania γ** , które jest zbiorem fal elektromagnetycznych o małej długości i dużej energii. Są one niezwykle przenikliwe. Emisja promieniowania γ przez jądro jest konsekwencją powstania nadmiaru energii w jądrze na skutek tych przemian. Promienie γ nie niosą ze sobą żadnego ładunku (w przeciwieństwie do cząstek α i β).

1.4. Czas połowicznego zaniku

Jądra izotopów promieniotwórczych rozpadają się z różną szybkością i jest to cecha danego izotopu. Powszechnie stosowaną miarą szybkości rozpadu promieniotwórczego jest **czas połowicznego zaniku** $\tau_{1/2}$.

Czas połowicznego zaniku $\tau_{1/2}$ jest to czas, w którym połowa początkowej liczby jąder izotopu promieniotwórczego ulega rozpadowi.

Czas połowicznego zaniku jest cechą danego izotopu i waha się od ułamków sekundy do miliardów lat. Nie zależy on od temperatury, ciśnienia, otoczenia i nie potrafimy go przyspieszyć ani spowolnić.

Matura
od 2025
oznaczenie zadań
nieobowiązujących

Kamil Kaznowski

CHEMIA

Zbiór zadań typu maturalnego

POZIOM ROZSZERZONY

NOWOŚĆ



1100 zadań z odpowiedziami

format 205 x 292 mm,
stron 368

Spis treści

Wstęp

ZADANIA

1. Budowa atomu i promieniotwórczość
2. Struktura i geometria drobin złożonych
3. Stechiometria
4. Roztwory, koloidy i zawiesiny
5. Efekt energetyczny, szybkość i wydajność reakcji chemicznej
6. Chemia roztworów wodnych
7. Elektrochemia
8. Chemia pierwiastków i związków nieorganicznych
9. Węglowodory
10. Alkohole i fenole
11. Aldehydy i ketony
12. Kwasy karboksylowe i ich sole
13. Estry
14. Aminy i amidy
15. Izomeria optyczna
16. Aminokwasy, peptydy i białka
17. Sacharydy

Odpowiedzi

1. Budowa atomu i promieniotwórczość
2. Struktura i geometria drobin złożonych
3. Stechiometria
4. Roztwory, koloidy i zawiesiny
5. Efekt energetyczny, szybkość i wydajność reakcji chemicznej
6. Chemia roztworów wodnych
7. Elektrochemia
8. Chemia pierwiastków i związków nieorganicznych
9. Węglowodory
10. Alkohole i fenole
11. Aldehydy i ketony
12. Kwasy karboksylowe i ich sole
13. Estry
14. Aminy i amidy
15. Izomeria optyczna
16. Aminokwasy, peptydy i białka
17. Sacharydy

Tablice uzupełniające

Wstęp

Drodzy Uczniowie i Uczennice!

Zbiór zadań typu maturalnego został przygotowany z myślą o tych z Was, którzy przygotowują się do matury z chemii na poziomie rozszerzonym, w **roku 2025** i w latach następnych. Powstał on z połączenia dwóch wcześniej wydawanych części, zawierających zadania tego samego typu, przy czym w części pierwszej były zamieszczone zadania dotyczące chemii ogólnej i nieorganicznej, a w części drugiej – zadania dotyczące chemii organicznej.

Zadania zawarte w tym zbiorze obejmują wszystkie treści *podstawy programowej* w zakresie rozszerzonym, która w pełni obowiązywała od 2019 r. **Od roku szkolnego 2024/2025** obowiązuje jej skrócona wersja, dlatego zadania dotyczące usuniętych treści, jako nieobowiązujące, zostały oznaczone symbolem nożyczek ✂.

Struktura zbioru zadań jest uporządkowana według klasycznych rozdziałów, które pokrywają się z rozdziałami w *Kompendium maturalnym*, wydany przez Oficynę Edukacyjną * Krzysztof Pazdro. Warto potraktować obie publikacje jako nierozłączne i po powtórzeniu materiału w nim zawartym, dobrze byłoby go przećwiczyć, rozwiązując szereg zadań z tego zbioru.

Zbiór został ułożony w taki sposób, aby zadania odpowiadały nowej formule zadań maturalnych, ale jednocześnie dawały Wam możliwość samodzielnego decydowania o tym, w jaki sposób przedstawicie swoje odpowiedzi. Zauważcie, że w zwykłym zbiorze zadań nie ma na to miejsca! Wiele zadań na egzaminie zaskakuje maturzystów i wychodzą z niego z poczuciem, że „czegoś takiego nie ćwiczyli”. Warto być przygotowanym na mniej typowe ujęcia zagadnień.

Ważną zmianą w formule egzaminu jest to, że obok schematów doświadczeń pojawiają się również zdjęcia przeprowadzanych procesów chemicznych. Ucząc się poprawnego formułowania opisów eksperymentów, zwracajcie uwagę na stan układu przed i po reakcji. Ważne jest też to, aby utrwalać umiejętność rozwiązywania zadań, w których formułuje się spostrzeżenia, wnioski, stawia hipotezy. W zbiorze zadań jest zaproponowana jedna odpowiedź, ale to nie oznacza, że nie można udzielić innej, której sens jest jednakowy. Oczywiście, udzielając odpowiedzi należy zwrócić uwagę czy treść zadania narzuca nam to, do czego należy się odwołać.

W zadaniach rachunkowych dbajcie o poprawność metody i zapisaniu wyniku z prawidłową jednostką oraz odpowiednią dokładnością. Metoda rozwiązania nie jest ważna, ale musi być logiczna i poprawna. To daje Wam jeden punkt. Drugi punkt zdobędziecie, jeśli wynik jest zapisany z prawidłową jednostką i właściwą liczbą miejsc po przecinku.

Ważną częścią egzaminu maturalnego z chemii są zadania, które bazują na tekście źródłowym i poruszają treści, których możecie nie znać z lekcji chemii. Dlatego jak najwięcej czytajcie i upewnijcie się, czy jest dla Was zrozumiałe to, co zostało zapisane w tekście lub za pomocą schematu, tabeli, wykresu.

Mamy nadzieję, że ten *Zbiór* pozwoli Wam dobrze się przygotować do egzaminacyjnych wyzwań. Po takim treningu warto będzie się jeszcze zmierzyć z *Próbnymi arkuszami maturalnymi*, które są dla Was przygotowywane przez Oficynę Pazdro, w kolejnych zestawach. Trzymamy kciuki!

Wydawca

Moc jonowa roztworu określa siłę występujących oddziaływań między jonami w roztworze i może być obliczona ze wzoru:

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i \cdot z_i^2$$

W roztworach wodnych substancji o niewielkim stężeniu molowym, a więc w roztworach bardzo rozcieńczonych, w których wzajemne oddziaływania jonów są ograniczone, współczynnik aktywności jonów przyjmuje wartość zbliżoną do jedności. Wówczas aktywność jonu jest praktycznie równa jego stężeniu molowemu.

Przygotowano wodny roztwór chlorku żelaza(III) FeCl_3 . W rezultacie w roztworze pojawiły się następujące jony o odpowiednich stężeniach molowych:

Fe^{3+}	Cl^-
$0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$	$0,3 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Oblicz aktywność jonu żelaza(III) Fe^{3+} w tym wodnym roztworze chlorku żelaza(III). Wynik podaj w $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

5. Efekt energetyczny, szybkość i wydajność reakcji chemicznej

5.1. Termochemia



Zadanie 1. (0–1)

Skropleniu 2 moli pary wodnej towarzyszy przekazanie 88 kJ energii z układu do otoczenia.

Ustal, jaki jest efekt termiczny parowania 1 mola ciekłej wody, podając wartość zmiany entalpii tego procesu.

Zadanie 2. (0–2)

Ze spalania 1 mola węgla pozyskuje się 400 kJ energii.

Oblicz, ile gigadżuli [GJ] energii zostanie pozyskane ze spalania 1 tony węgla kamiennego, który zawiera 90% masowych pierwiastkowego węgla. Wydajność pozyskiwania energii wynosi 75%.

Zadanie 3. (0–2)

Oblicz, ile ton węgla kamiennego, który zawiera 95% masowych pierwiastkowego węgla należy spalić, aby otrzymać tyle energii, ile uzyskuje się w procesie jądrowego rozszczepienia 1 g izotopu uranu ^{235}U .

ΔH [spalanie węgla] = $-4 \cdot 10^5 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$,

ΔH [rozszczepienia uranu] = $-80 \text{ TJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

Zadanie 4. (0–2)

W procesie jądrowego rozszczepienia 1 atomu uranu-235 uzyskuje się 200 MeV energii, a w procesie chemicznego spalania 1 atomu węgla uzyskuje się zaledwie 4 eV energii.

Oblicz, ile ton węgla kamiennego, który zawiera 92% masowych pierwiastkowego węgla należy spalić, aby otrzymać tyle energii, ile uzyskuje się w procesie rozszczepienia 10 g uranu-235.

Zadanie 5. (0–2)

W wyniku spalania 1 mola węgla, otrzymuje się 400 kJ energii, a synteza 1 mola izotopu deuteru ^2H w procesie zderzenia protu z neutronem dostarcza $2,2 \cdot 10^8$ kJ energii.

Oblicz, ile kg węgla brunatnego, który zawiera 75% pierwiastkowego węgla należy spalić, aby otrzymać tyle energii, ile wydzieli się podczas syntezy 4 mg atomowego deuteru.

Zadanie 6. (0–1)

Oblicz, ile kilokalorii ma napój alkoholowy o objętości 150 cm^3 i gęstości $0,85 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$, który zawiera 8% masowych etanolu $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Skorzystaj z informacji, z której wynika, że spalanie 1 mola etanolu pozwala uzyskać 1320 kJ energii, a $1 \text{ cal} = 4,2 \text{ J}$.

Zadanie 7. (0–1)

Średniej wielkości jabłko zawiera 15 g fruktozy. Ilość energii, która wydzieli się w procesie spalania biologicznego tego cukru wynosi $2550 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Oblicz, ile kilokalorii energii dostarcza organizmowi jedno jabłko przy założeniu, że kaloryczność tego owocu wynika tylko ze spalania fruktozy $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$. Wynik podaj z dokładnością do liczby całkowitej. *Uwaga: $1 \text{ cal} = 4,2 \text{ J}$.*

Zadanie 8. (0–3)

W tabeli zebrano informacje na temat składu i kaloryczności jednej porcji czekoladowych płatków zbożowych o masie 50 g.

	energia	tłuszcz	sacharydy	białko	chlorek sodu	fosfor	mangan
Ilość w produkcie	220 kcal	7,5 g	33 g	3,6 g	0,25 g	0,007 g	0,0008 g
GDA*	11%	11%	13%	7%	4%	1%	38%

* GDA (Guideline Daily Amount) – zalecane dzienne spożycie dla przeciętnej osoby dorosłej

- Oblicz, ile wynosi, w kilokaloriach, dzienne zapotrzebowanie na energię przeciętnej osoby dorosłej.
- Oblicz, ile 50-gramowych porcji czekoladowych płatków zbożowych należy spożyć, aby dostarczyć dorosłemu organizmowi dzienną dawkę białka. Wynik podaj z dokładnością do liczby całkowitej.
- Makroelementy* to pierwiastki, których dobowe zapotrzebowanie dla dorosłego człowieka przekracza 100 mg, a *mikroelementy* to te pierwiastki, których dobowe zapotrzebowanie dla dorosłego człowieka jest mniejsze niż 100 mg.
Ustal, jaką funkcję (mikro- czy makroelementów) pełnią fosfor i mangan w diecie dorosłego człowieka.



Zadanie 9. (0–1)

W procesie spalania siarki w tlenie energia jest przekazywana z układu do otoczenia.

Ustal, wpisując $\Delta H < 0$ lub $\Delta H > 0$, efekt termiczny reakcji rozkładu tlenku siarki(IV) na pierwiastki.

Zadanie 10. (0–1)

Spośród podanych reakcji chemicznych o znanych efektach termicznych wybierz te, które spełniają warunki zadania. Wybierz odpowiednie litery.

A	$2 \text{SO}_{3(\text{c})} \rightarrow 2 \text{S}_{(\text{s})} + 3 \text{O}_{2(\text{g})}$	$\Delta H_1 = +790 \text{ kJ}$
B	$2 \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{s})} \rightarrow 4 \text{Al}_{(\text{s})} + 3 \text{O}_{2(\text{g})}$	$\Delta H_2 = +3290 \text{ kJ}$
C	$2 \text{Al}_{(\text{s})} + 3 \text{S}_{(\text{s})} + 6 \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{s})}$	$\Delta H_3 = -3435 \text{ kJ}$
D	$\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{s})} + 3 \text{SO}_{3(\text{c})} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_{3(\text{s})}$	$\Delta H_4 = -605 \text{ kJ}$

- a) Reakcją, w której z otoczenia do układu jest przekazywana największa ilość energii w postaci ciepła, jest reakcja oznaczona literą: A • B • C • D.
 b) Do reakcji egzotermicznych należą reakcje oznaczone literami: A • B • C • D.

Zadanie 11. (0–1)

✂ Przeprowadzono reakcję rozkładu amoniaku na pierwiastki i zmierzono efekt termiczny tej reakcji. Wyniki doświadczenia zapisano poniżej:



Ustal wartość entalpii tworzenia amoniaku $\text{NH}_{3(\text{g})}$.

Zadanie 12. (0–2)

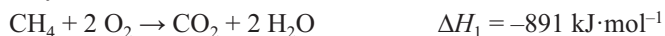
✂ Reakcji spalania 1 g metalicznego glinu w czystym tlenie towarzyszy wydzielanie z układu do otoczenia 31 kJ energii na sposób ciepła.

Oblicz entalpię tworzenia tlenku glinu $\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{s})}$.

Zadanie 13. (0–2)

Oblicz, ile kilodżuli energii wydzielili się w procesie spalania 112 dm^3 mieszaniny metanu i etanu, odmierzonej w warunkach normalnych, jeżeli 25% objętościowych tej mieszaniny stanowi metan.

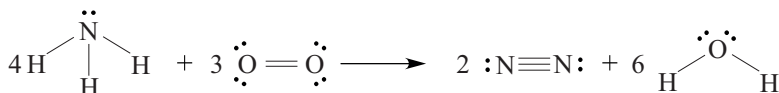
Efekt energetyczny procesów spalania węglowodorów, w odniesieniu do 1 mola spalanego związku:

**Zadanie 14.** (0–2)

Efekt termiczny reakcji $[\Delta H_r]$ można oszacować z dużą dokładnością na podstawie bilansu energetycznego wiązań wszystkich substratów i produktów tej reakcji. Energia wiązania, wyrażona w $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, jest to ilość energii niezbędnej do rozerwania 1 mola wiązań:

- suma energii wszystkich wiązań, wchodzących w skład substratów, informuje o energii, jaką należy dostarczyć, aby rozerwać wszystkie wiązania i uwolnić z cząsteczek swobodne atomy $[\Delta H > 0]$,
- suma energii wszystkich wiązań, wchodzących w skład produktów, informuje o energii, jaką się uwalnia w procesie tworzenia cząsteczek ze swobodnych atomów $[\Delta H < 0]$. Efekt termiczny reakcji $[\Delta H_r]$ jest sumą czynnika termicznego substratów $[\Delta H > 0]$ i czynnika termicznego produktów reakcji $[\Delta H < 0]$.

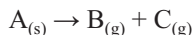
Oblicz efekt termiczny reakcji $[\Delta H_r]$ niekatalitycznego spalania amoniaku w tlenie. Należy skorzystać ze strukturalnego zapisu równania reakcji i tabeli energii wiązań:



Wiązanie	N–H	O=O	N≡N	O–H
Energia [kJ·mol ⁻¹]	339	498	945	428

✂ Zadanie 15. (0–1)

W naczyniu zamkniętym z ruchomym tłokiem przeprowadzono reakcję, której przebieg ilustruje uproszczone równanie:



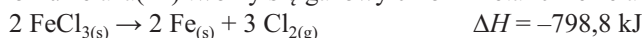
W celu przeprowadzenia reakcji, z otoczenia do układu dostarczono 55 kJ energii na sposób ciepła i stwierdzono, że układ wykonał pracę na otoczeniu wynoszącą 75 kJ.

Przeczytaj poniższe informacje, a następnie wskaż te, które uznasz za prawdziwe, oraz te, które uznasz za fałszywe.

- 1) Przeprowadzona reakcja jest procesem endotermicznym.
- 2) Przeprowadzona reakcja jest procesem endoenergetycznym.
- 3) Przeprowadzenie reakcji w naczyniu zamkniętym o stałej objętości spowodowałoby spadek ciśnienia w tym naczyniu.

✂ Zadanie 16. (0–1)

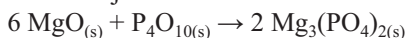
W reakcji rozkładu chlorku żelaza(III) tworzy się gazowy chlor i metaliczne żelazo:



- a) Określ, czy reakcja syntezy chlorku żelaza(III) jest procesem endotermicznym, czy egzotermicznym.
- b) Ustal wartość standardowej entalpii tworzenia chlorku żelaza(III).

✂ Zadanie 17. (0–2)

Jedną z metod syntezy soli kwasów tlenowych jest reakcja, przebiegająca między tlenkiem o właściwościach zasadowych a tlenkiem o właściwościach kwasowych. Przebieg reakcji syntezy ortofosforanu(V) magnezu ilustruje równanie:

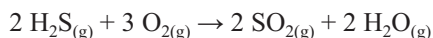


Ustal kierunek przekazywania energii w trakcie tej reakcji (z otoczenia do układu lub z układu do otoczenia) i oblicz zmianę entalpii reakcji syntezy 2½ mola ortofosforanu(V) magnezu z odpowiednich tlenków, wiedząc, że standardowe entalpie trzech innych reakcji przyjmują następujące wartości:

- $2 \text{Mg}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2 \text{MgO}_{(s)} \quad \Delta H_1 = -1203,2 \text{ kJ}$
- $4 \text{P}_{(s)} + 5 \text{O}_{2(g)} \rightarrow \text{P}_4\text{O}_{10(s)} \quad \Delta H_2 = -310,0 \text{ kJ}$
- $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_{2(s)} \rightarrow 3 \text{Mg}_{(s)} + 2 \text{P}_{(s)} + 4 \text{O}_{2(g)} \quad \Delta H_3 = +3125,9 \text{ kJ}$

✂ Zadanie 18. (0–2)

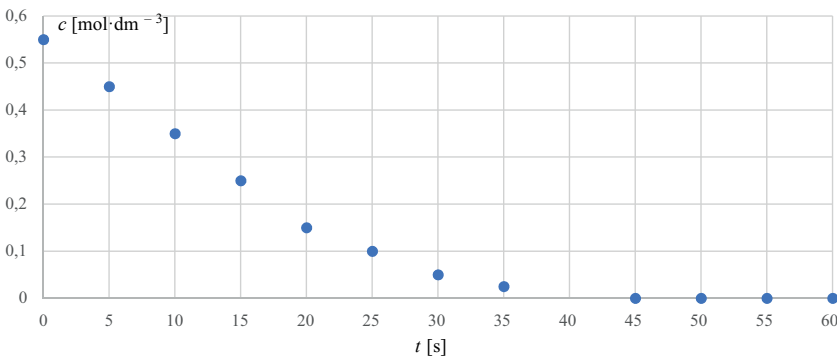
Spalanie siarkowodoru w tlenie prowadzi do powstania tlenku siarki(IV) i pary wodnej. Przebieg reakcji ilustruje równanie:



Oblicz, ile energii wydzielili się z układu do otoczenia w procesie spalania 86,8 dm³ siarkowodoru w tlenie (odmierzonego w warunkach standardowych: $p = 1000 \text{ hPa}$, $T = 25^\circ\text{C}$), wiedząc, że standardowe entalpie trzech innych reakcji przyjmują następujące wartości:

- $\text{H}_{2(g)} + \text{S}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{S}_{(g)} \quad \Delta H_1 = -20,6 \text{ kJ}$
- $\text{SO}_{2(g)} \rightarrow \text{S}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \quad \Delta H_2 = +296,8 \text{ kJ}$
- $\text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \quad \Delta H_3 = +241,8 \text{ kJ}$

Stała gazowa $R = 83,14 \text{ hPa} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

25.	kolba 3. 31,55%	2
26.	a) roztwór nienasycony, b) 19,572 g, c) 1) P, 2) F, 3) F	4
27.	 The graph shows a plot of concentration c in $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ on the y-axis (ranging from 0 to 0.6) against time t in seconds on the x-axis (ranging from 0 to 60). The data points show a smooth, exponential decay starting from $c \approx 0.55$ at $t=0$ and reaching $c=0$ at $t=60$.	1
28.	a) 1) P, 2) F, 3) P b) 28,361 g	2
29.	$6,25 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$	2
30.	12,6 g	2
31.	$2,5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$	2
32.	1:1	2
33.	758 cm^3	2
34.	19,8 g	2
35.	500 mg	2
36.	$0,49 \text{ dm}^3$	2
37.	$0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$	2
38.	150 g	2
39.	5,05%, $0,3912 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$	2
40.	3,62 g	2
41.	196,8 g	2
42.	$202,4 \text{ cm}^3$	2
43.	a) 59 g, b) 127 g	2
44.	138,94 g	3
45.	50,4 g	2
46.	$590,1 \text{ cm}^3$	2
47.	2,82 g	2
48.	$0,0085 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$	2
49.	$c_p = 19,625\%$, $c_{\text{mol}} = 2,62 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, $c_{\text{mas}} = 0,206 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$	2
50.	$0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$	3

Rozdział 5.

Nr zad.	Poprawna odpowiedź	Liczba pkt.
1.	$\Delta H_{\text{par}} = +44 \text{ kJ}$	1
2.	22,5 GJ	2
3.	10,75 tony	2

4.	27,73 tony	2
5.	17,6 kg	2
6.	69,7 kcal	1
7.	50,6 kcal	1
8.	a) 2000 kcal, b) 14 porcji, c) fosfor – makroelement, mangan – mikroelement	3
9.	$\Delta H > 0$	1
10.	a) B, b) C i D	1
11.	$\Delta H_{\text{tw}} = -46 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	1
12.	$\Delta H_{\text{tw}} = -1674 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	2
13.	Wydzieli się 6963,75 kJ energii	2
14.	$\Delta H = -1464 \text{ kJ}$	2
15.	1) P, 2) F, 3) F	1
16.	a) proces endotermiczny, b) $\Delta H_{\text{tw}} = 399,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	1
17.	Kierunek przekazywania energii – z układu do otoczenia, $\Delta H = -2915,25 \text{ kJ}$	2
18.	Wydzieli się 1813 kJ energii	2
19.	Energia przekazywana z otoczenia do układu, 104,475 kJ	2
20.	a) $\Delta H = -7,9 \text{ kJ}$, $\Delta H = -8,3 \text{ kJ}$	2
21.	1776 kJ	2
22.	296,91 kJ	2
23.	$\Delta H_{\text{tw}} = 1234 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	2
24.	940,2 kJ	2
25.	a) $-3211,2 \text{ kJ}$, b) $\Delta H = -872 \text{ kJ}$	2
26.	$\Delta H = 57,5 \text{ kJ}$	2
27.	$0,05 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{min}^{-1}$	1
28.	$0,3 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$	1
29.	Szybkość reakcji wzrosła 256 razy	1
30.	Pojemność naczynia zmniejszono trzykrotnie	1
31.	$3,255 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$	2
32.	$2,95 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$	2
33.	Szybkość reakcji była 4,2 razy mniejsza	2
34.	$2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$	2
35.	Szybkość reakcji zmalała 5,33 razy	2
36.	a) 15 s^{-1} b)	3
37.	0,9216 mola	2

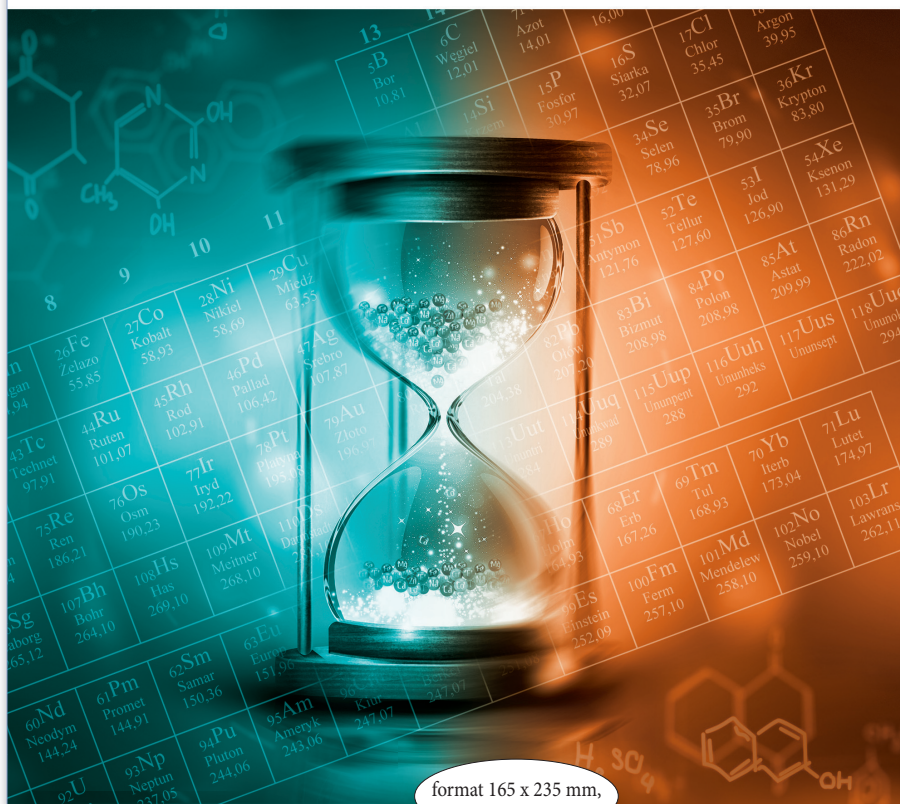
Piotr Kosztołowicz

Matura
od 2023 r.

CHEMIA

Powtórka przed maturą

ZAKRES ROZSZERZONY



format 165 x 235 mm,
stron 408



Spis treści

Wstęp

1. Budowa jąder atomowych, przemiany jądrowe
2. Struktura elektronowa atomu
3. Właściwości pierwiastków a ich położenie w tablicy Mendelejewa
4. Budowa i właściwości substancji chemicznych
5. Mol, parametry molowe, równanie Clapeyrona
6. Stechiometria wzorów. Ustalanie wzorów związków na podstawie składu
7. Stechiometria równań. Ustalanie wzorów substancji na podstawie równania
8. Mieszanie
9. Reakcje w mieszaninach niestechiometrycznych. Wydajność reakcji
10. Stężenie procentowe i molowe roztworu. Przeliczanie stężeń
11. Mieszanie roztworów
12. Rozpuszczalność substancji
13. Kinetyka chemiczna
14. Energetyczne efekty reakcji chemicznej
15. Entalpia reakcji. Prawo Hessa
16. Równowaga chemiczna
17. Dysocjacja elektrolityczna. Definicje kwasów i zasad
18. Elektrolity mocne i słabe. Prawo rozcieńczeń Ostwalda
19. Reakcje jonowe
20. Ilość rozpuszczalności
21. Bilansowanie równań reakcji
22. Elektrochemia
23. Wybrane metody analityczne
24. Systematyka związków nieorganicznych
25. Pierwiastki bloków s i p
26. Pierwiastki bloku d
27. Alkany, alkeny, alkiny
28. Węglowodory aromatyczne
29. Alkohole i fenole
30. Aldehydy i ketony
31. Kwasy karboksylowe, estry, tłuszcze
32. Organiczne związki azotu
33. Aminokwasy i białka
34. Sacharydy

Odpowiedzi do zadań

Skorowidz

Wstęp

Drodzy Maturzyści!

Proponujemy niniejszą książkę, która pomoże Wam w rzetelnym przygotowaniu się do matury, ułatwi powtórzenie i utrwalenie całego materiału nauczania w zakresie rozszerzonym, zawartego w podstawie programowej, obowiązującej w szkołach ponadpodstawowych od 2019 roku.

Odnosi się ona do wszystkich treści ujętych w obecnej podstawie, często je szerzej omawiając, przez co wychodzi naprzeciw treściom zadań spotykanych w arkuszach maturalnych. Cały materiał został podzielony na 34 rozdziały. Składają się one z pogłębionego przypomnienia wiadomości na dany temat, przykładowych zadań z pełnym tokiem ich rozwiązywania, zadań do samodzielnego rozwiązania i zestawu zadań typu maturalnego.

Na końcu książki umieszczono odpowiedzi do wszystkich zadań do samodzielnego rozwiązywania, rozwiązania i odpowiedzi do zadań typu maturalnego oraz skorowidz.

Mamy nadzieję, że ta książka będzie bardzo przydatna i zaowocuje sukcesem na maturze.

Wydawca

Rozdział 29. ALKOHOLE I FENOLE

ALKOHOLE

1. Podstawowe informacje o alkoholach

Alkohole są związkami organicznymi, których grupą funkcyjną jest grupa hydroksylowa OH, związana z nasyconym atomem węgla. Alkohole wywodzące się od alkanów nazywamy alkanolami.

Z uwagi na obecność grupy hydroksylowej cząsteczki alkoholi mogą tworzyć wiązania wodorowe, zarówno pomiędzy cząsteczkami samego alkoholu, jak i pomiędzy cząsteczkami alkoholu i wody. Stąd wynikają dwie ważne właściwości alkoholi:

- ich temperatury wrzenia są dużo wyższe niż alkanów o takiej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce,
- mogą rozpuszczać się w wodzie, przy czym pierwsze trzy alkohole w szeregu homologicznym mieszają się z wodą w dowolnym stosunku, natomiast wraz ze wzrostem liczby atomów węgla w cząsteczce rozpuszczalność alkoholi w wodzie maleje.

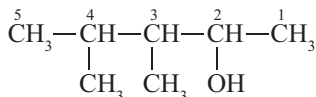
2. Nazewnictwo alkoholi

Nazwę alkoholu tworzy się tak, jak nazwę węglowodoru, dodając końcówkę „-ol” poprzedzoną numerem atomu węgla przy którym pojawiła się grupa OH.

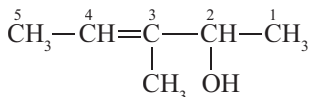
O kierunku numeracji atomów węgla w łańcuchu decyduje położenie grupy OH. Jest ono ważniejsze niż położenie podstawników i wiązań wielokrotnych. Zatem tworząc nazwę alkoholu należy:

- wybrać najdłuższy łańcuch węglowy, zawierający atom węgla połączony z grupą OH,
- ponumerować atomy węgla w łańcuchu tak, aby atom połączony z grupą OH uzyskał możliwie najniższy numer.

Przykłady nazw alkoholi:



3,4-dimetylopentan-2-ol

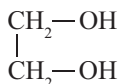


3-metylopent-3-en-2-ol

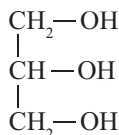
Alkohole, podobnie jak węglowodory, tworzą izomery. Izomeria alkoholi może być wynikiem różnic w budowie łańcucha węglowego i różnic w położeniu grupy hydroksylowej OH przy tym samym łańcuchu węglowym.

3. Alkohole polihydroksylowe

Alkohole polihydroksylowe zawierają w cząsteczce więcej niż jedną grupę hydroksylową. Najważniejsze z nich to:



etano-1,2-diol
(glikol etylenowy)

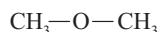


propano-1,2,3-triol
(glicerol, gliceryna)

Obecność wielu grup hydroksylowych sygnalizuje się przedrostkami liczebnikowymi *-di*, *-tri*, *-tetra* itd.

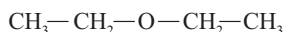
4. Wpływ budowy na właściwości alkoholi

Cząsteczki alkoholi są zdolne do tworzenia wiązań wodorowych pomiędzy sobą. Ma to wpływ na relatywnie wysokie temperatury wrzenia alkoholi. Alkohole są izomeryczne z eterami, których cząsteczki zawierają atom tlenu wewnątrz łańcucha węglowego i nie są zdolne do tworzenia wiązań wodorowych.



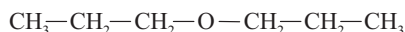
$$M_r = 46 \text{ u}, T_w = -22^\circ\text{C}$$

eter dimetylowy



$$M_r = 74 \text{ u}, T_w = 35^\circ\text{C}$$

eter dietylowy



$$M_r = 102 \text{ u}, T_w = 90^\circ\text{C}$$

eter dipropylowy



$$M_r = 46 \text{ u}, T_w = 78,2^\circ\text{C}$$

etanol



$$M_r = 74 \text{ u}, T_w = 117^\circ\text{C}$$

butan-1-ol



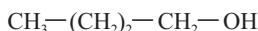
$$M_r = 102 \text{ u}, T_w = 157^\circ\text{C}$$

heksan-1-ol

Wnioski wynikające z przedstawionych przykładów są następujące:

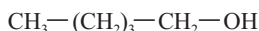
- temperatury wrzenia alkoholi są wyraźnie wyższe niż temperatury wrzenia izomerycznych z nimi eterów,
- różnica między temperaturami wrzenia obu grup związków staje się jednak coraz mniejsza przy wzroście liczby atomów węgla w cząsteczce, bo coraz mniejsze znaczenie ma wpływ pojedynczego atomu tlenu na kształtowanie właściwości substancji,
- w obu grupach związków widać też wyraźną tendencję do zwiększania się temperatury wrzenia wraz ze wzrostem masy cząsteczkowej.

Wiązania wodorowe mają wpływ na rozpuszczalność alkoholi w wodzie. Pierwsze trzy alkohole mieszają się z wodą bez ograniczeń. Jest to skutek powstawania wiązań wodorowych pomiędzy cząsteczkami alkoholi i wody. W kolejnych alkoholach przewagę w kształtowaniu właściwości tych substancji zyskuje hydrofobowa część węglowodorowa i rozpuszczalność staje się coraz mniejsza:



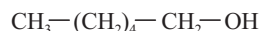
$$S = 7,9 \text{ g}$$

butan-1-ol



$$S = 2,3 \text{ g}$$

pentan-1-ol



$$S = 0,6 \text{ g}$$

heksan-1-ol

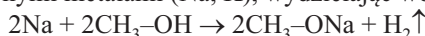
Rozpuszczalność S podano w g na 100 g wody.

5. Kwasowo-zasadowe właściwości alkoholi

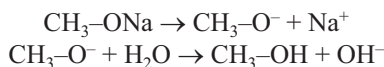
W znaczeniu definicji Arrheniusa, alkohole nie są ani kwasami, ani zasadami, bowiem:

- nie ulegają dysocjacji elektrolitycznej w wodzie,
- ich wodne roztwory nie przewodzą prądu elektrycznego,
- nie reagują ani z kwasami, ani z zasadami w reakcji zobojętnienia.

Reagują jednak z reaktywnymi metalami (Na, K), wydzielając wodór, na przykład:



W wyniku tych reakcji powstają alkoholany, które są związkami o charakterze soli. Jako sole bardzo słabych kwasów (alkoholi) ulegają nieodwracalnej reakcji hydrolizy anionowej, tworząc alkohol i wodorotlenek. Sól najpierw dysocjuje, a następnie anion alkoholanowy reaguje z wodą, przekształcając się ilościowo w alkohol:



Nazwy alkoholów tworzymy tak, jak nazwy soli kwasów tlenowych, dodając po nazwie alkoholu końcówkę *-an* i zapisując w dopełniaczu nazwę metalu: etanolan potasu, metanolan litu itp.

Alkohole są kwasami i zasadami w znaczeniu definicji Brønsteda. W obecności silnych zasad Brønsteda, w bezwodnym środowisku, ich cząsteczki są zdolne do oddawania i przyjmowania jonów H^+ . Alkohole ulegają reakcji autodysocjacji podobnej do tej, jakiej ulega woda:

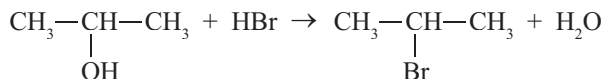


K jest iloczynem jonowym, przyjmującym taką samą formę, jak iloczyn jonowy dla reakcji autodysocjacji wody. Iloczyny jonowe alkoholi są jednak dużo niższe niż wynosi iloczyn jonowy wody.

6. Inne reakcje alkoholi

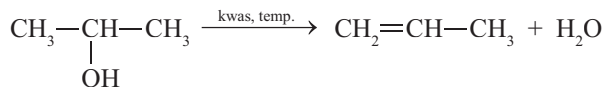
I. Reakcje z halogenowodorami

Alkohole reagują ze stężonymi roztworami halogenowodorów w reakcji substytucji nukleofilowej:

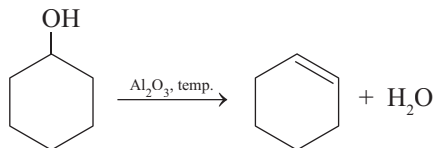
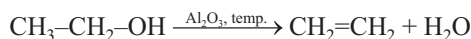


II. Reakcja dehydratacji (eliminacji wody)

Reakcja przebiega z udziałem kwasów w podwyższonej temperaturze. Dehydratacja zachodzi także podczas przepuszczania par alkoholu nad rozgrzanym tlenkiem glinu. Na przykład:

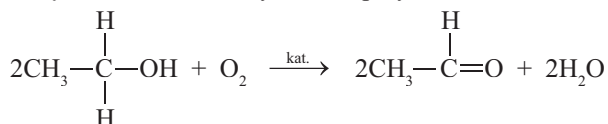


oraz:

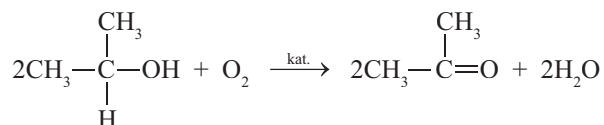


III. Utlenianie alkoholi

Alkohole ulegają reakcji utleniania, a jej produkty są zależne od rzędowości alkoholu. Alkohole I-rzędowe są utleniane do aldehydów, na przykład:



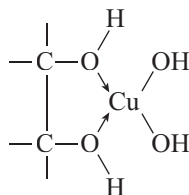
a II-rzędowe – do ketonów:



Akohole III-rzędowe są odporne na utlenianie.

IV. Wykrywanie alkoholi polihydroksylowych

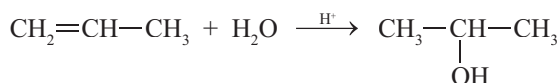
Alkohole polihydroksylowe, których cząsteczki zawierają grupy OH położone przy sąsiednich atomach węgla, ulegają charakterystycznej reakcji z wodorotlenkiem miedzi(II). W szczególności glicerol lub glikol etylenowy, wprowadzone do świeżo strąconego $\text{Cu}(\text{OH})_2$, roztwarzają osad i powodują powstanie roztworu o barwie szafirowej. Powodem pojawienia się tej barwy jest związek kompleksowy, który miedź tworzy z alkoholami polihydroksylowymi:



7. Otrzymywanie alkoholi

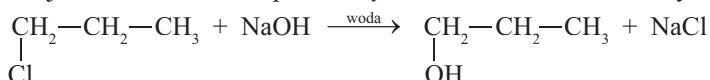
I. Addycja elektrofilowa

Jedną z podstawowych reakcji wykorzystywanych do produkcji prostych alkoholi to addycja elektrofilowa wody do alkenów:



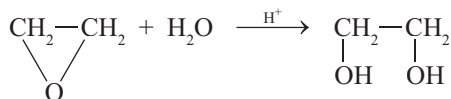
II. Substytucja nukleofilowa z udziałem jonu OH^-

Drobiną nukleofilową jest drobina, która dysponuje wolną parą elektronową i wykazuje powinowactwo z ładunkiem dodatnim. Takimi drobinami są np. OH^- , Cl^- , Br^- , I^- , NH_3 , H_2O . Produktem reakcji NaOH z fluorowcopochodną alkanu w środowisku wodnym jest alkohol:



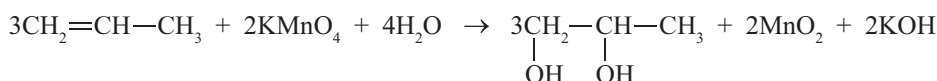
III. Hydroliza tlenku etylenu

Hydroliza tego związku prowadzi do powstania glikolu etylenowego. Reakcja może przebiegać w środowisku kwasowym lub w zasadowym:



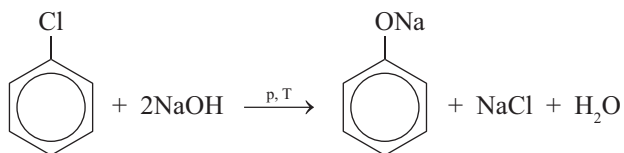
IV. Powstawanie alkoholi dihydroksylowych przez działanie KMnO_4 na alkeny

Alkeny odbarwiają roztwór KMnO_4 . W sprzyjających warunkach można w ten sposób otrzymać alkohol dihydroksylowy:

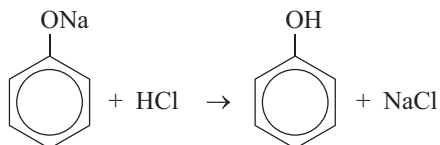


V. Redukcja związków karbonylowych

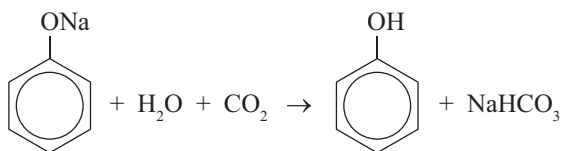
Związki karbonylowe, takie jak aldehydy i ketony, mogą ulegać reakcji addycji wodoru do wiązania $\text{C}=\text{O}$. W ten sposób można otrzymać alkohole pierwszo- i drugorzędowe. Re-



Wolny fenol otrzymuje się, działając na fenolan sodu silniejszym od fenolu kwasem:



lub



ZADANIA DO SAMODZIELNEGO ROZWIĄZANIA

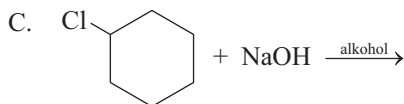
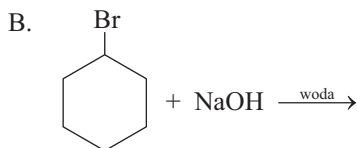
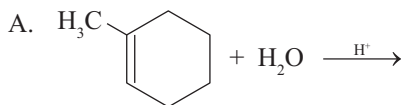
29.1. Dokończ równania reakcji chemicznych i nazwij ich produkty:

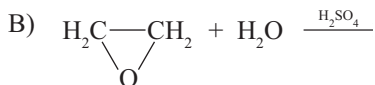
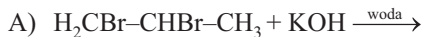
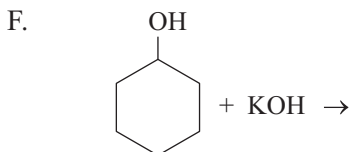
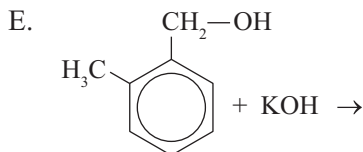
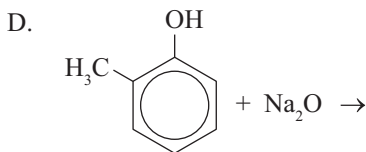
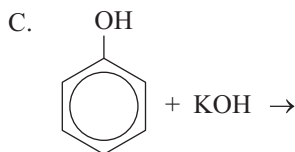
- A) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+}$
 B) $(\text{CH}_3)_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+}$
 C) $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+}$
 D) $\text{H}_2\text{C}=\text{C}(\text{CH}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+}$

29.2. Dokończ równania reakcji chemicznych

- A) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{Br} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{woda}}$
 B) $(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{CH}_2-\text{I} + \text{KOH} \xrightarrow{\text{alkohol}}$
 C) $(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{Br} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{woda}}$
 D) $(\text{CH}_3)_2\text{CCl}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{KOH} \xrightarrow{\text{alkohol}}$

29.3. Dokończ równania reakcji i zapisz nazwy produktów organicznych:



29.4. Dokończ równania reakcji chemicznych:**29.5. Dokończ równania reakcji lub zaznacz, że proces nie zachodzi:****29.6. Mając do dyspozycji węgiel i inne odczynniki nieorganiczne, napisz równania reakcji pozwalających otrzymać:**

A) metanol

B) etanol

C) fenylometanol.

ZADANIA TYPU MATURALNEGO**Zadanie M.29.1.**

W wodnym roztworze pewnego alkoholu, masowa procentowa zawartość wody wynosi 47,37%. Stosunek masowy wodoru do tlenu, pochodzących od obu składników roztworu to 7 : 32.

A. Ustal wzór sumaryczny tego alkoholu i przedstaw jego skład w ułamkach molowych.

B. Wiadomo, że widmo ^{13}C NMR tego związku zawiera 2 piki. Podaj wzór grupowy i nazwę tego alkoholu.

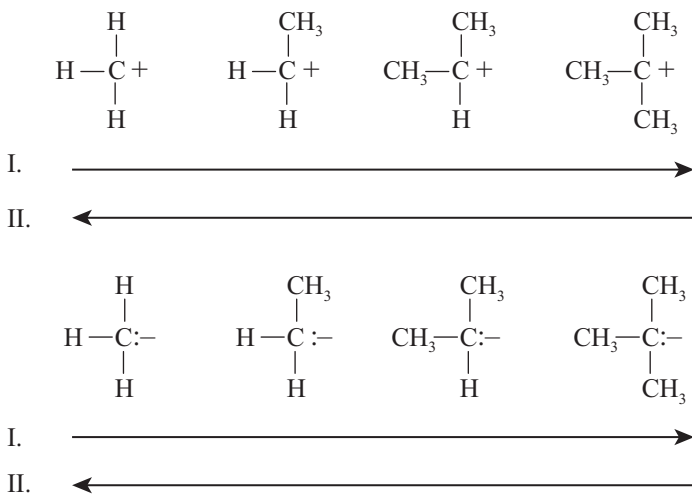
Informacja do zadań M.29.2. – M.29.4.

Grupy funkcyjne w chemii organicznej, ze względu na ich zdolność do przyciągania elektronów, można podzielić na dwa rodzaje. Mówimy, że grupa funkcyjna ma ujemny efekt indukcyjny (–I), jeżeli silniej od wodoru przyciąga elektrony. Jeżeli jakaś grupa słabiej przyciąga elektrony niż atom wodoru, mówimy, że ma dodatni efekt indukcyjny (+I). Dla wodoru w wiązaniu C–H przyjmujemy, że $I = 0$. Jedynymi grupami +I są grupy alkilowe $-\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$. Pozostałe charakteryzują się ujemnym efektem indukcyjnym. Umieszczenie grup alkilowych przy atomie węgla, obdarzonym ładunkiem dodatnim w karbokationie, działa stabilizująco, bo w porównaniu z atomem wodoru grupa taka przekazuje elektrony w kierunku ładunku

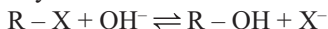
dodatniego, co stabilizuje układ. Trwałość karbokationów rośnie więc wraz z rzędowością atomu węgla, na którym pojawia się ładunek dodatni.

Zadanie M.29.2.

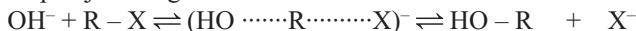
A. Wybierz strzałkę prawidłowo ukazującą wzrost trwałości nietrwałych cząstek tworzonych przez węgiel. Zakreśl odpowiednią cyfrę.



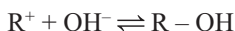
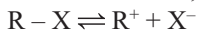
B. Proces powstawania alkoholi w wyniku reakcji substytucji nukleofilowej przebiega zgodnie z ogólnym równaniem:



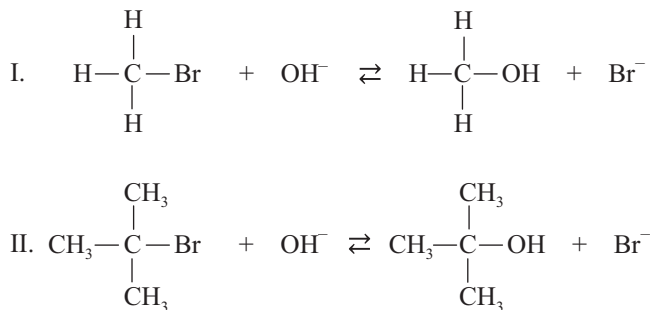
gdzie R, to grupa alkilowa, a X to atom fluorowca. Reakcja może przebiegać według dwóch mechanizmów. Mechanizm $\text{S}_{\text{N}}2$ zakłada jednoetapowy przebieg reakcji, z wytworzeniem kompleksu przejściowego:



Mechanizm $\text{S}_{\text{N}}1$ zakłada wstępną dysocjację alkoholu, pod wpływem rozpuszczalnika z wytworzeniem karbokationu, który w drugim etapie reaguje z cząstką nukleofilową OH^{-} .



Rozważ dwie reakcje powstawania alkoholi o różnej rzędowości:

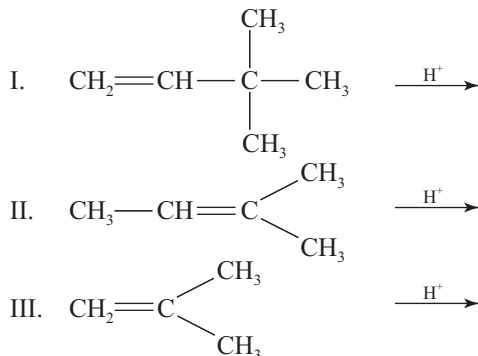


Przyporządkuj reakcjom I. i II. najbardziej prawdopodobny mechanizm, według którego zachodzą. Jako odpowiedź zapisz: $\text{S}_{\text{N}}1$ lub $\text{S}_{\text{N}}2$.

Zadanie M.29.3.

Pierwszym etapem reakcji addycji wody do alkenów, zachodzącej zgodnie z mechanizmem elektrofilowym, jest atak odczynnika elektrofilowego H^+ na łatwo dostępne elektrony wiązania π alkenu. Produktem takiego ataku jest karbokation.

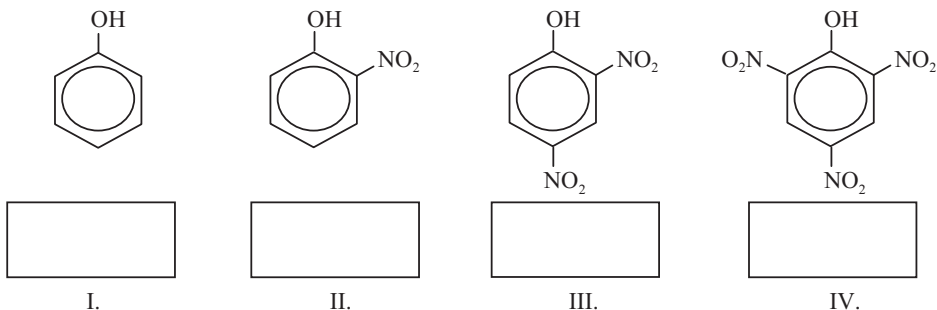
A. Napisz wzory najbardziej trwałych karbokationów, jakie powstają w wyniku procesów:



B. Napisz wzory grupowe i nazwy alkoholi, które powstaną jako finalne produkty tych reakcji po przyłączeniu do nich wody.

Zadanie M.29.4.

Moc właściwości kwasowych fenoli zależy od ich budowy. Grupy ($-I$) obecne przy pierścieniu benzenowym, wzmagają te właściwości, a grupy ($+I$) przyczyniają się do ich osłabienia. Niżej przedstawiono wzory fenolu i wybranych nitrofenoli:



A. Przyporządkuj wartości stałych dysocjacji kwasowej podanym wyżej wzorom, wpisując je w wyznaczone miejsca. Odpowiednie wartości wybierz ze zbioru:

$5,6 \cdot 10^{-1}$

$6 \cdot 10^{-8}$

10^{-10}

10^{-4}

B. Na podstawie wartości stałych dysocjacji kwasowej odpowiednich fenoli oblicz wartości stałych dysocjacji zasadowej odpowiednich anionów fenolanowych.

C. Oblicz pH roztworu o stężeniu $0,1 \text{ mol/dm}^3$ dla najsilniejszego kwasu spośród przedstawionych fenoli.

ROZDZIAŁ 29.

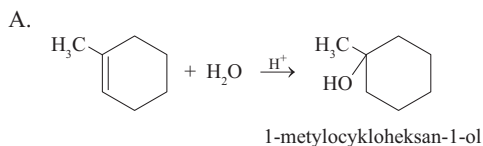
29.1.

- A) $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}(\text{OH})-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ butan-2-ol
- B) $(\text{CH}_3)_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} (\text{CH}_3)_2\text{C}(\text{OH})-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
2-metylobutan-2-ol
- C) $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} (\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{C}(\text{OH})-\text{CH}_3$
3-metylopentan-3-ol
- D) $\text{H}_2\text{C}=\text{C}(\text{CH}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{H}_3\text{C}-\text{C}(\text{OH})(\text{CH}_3)_2$
2-metylopropan-2-ol

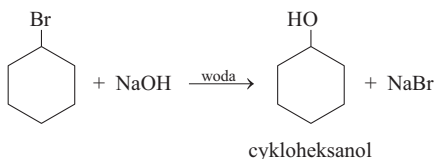
29.2.

- A) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{Br} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{woda}} \text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH} + \text{NaBr}$
- B) $(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{CH}_2-\text{I} + \text{KOH} \xrightarrow{\text{alkohol}} (\text{CH}_3)_2\text{C}=\text{CH}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O}$
- C) $(\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{Br} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{woda}} (\text{CH}_3)_2\text{CH}-\text{OH} + \text{NaBr}$
- D) $(\text{CH}_3)_2\text{CCl}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{KOH} \xrightarrow{\text{alkohol}} (\text{CH}_3)_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

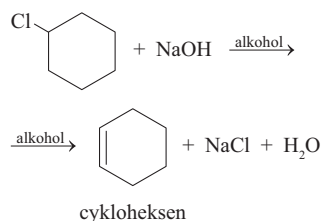
29.3.



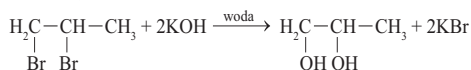
B.



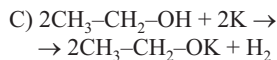
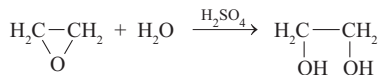
C.



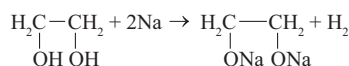
29.4. A)



B)

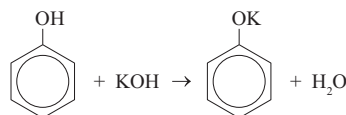


D)

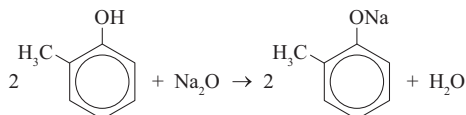


29.5.

- A. proces nie zachodzi
B. proces nie zachodzi
C.



D.



- E. proces nie zachodzi
F. proces nie zachodzi

29.6.

- A) $4\text{Al} + 3\text{C} \xrightarrow{\text{temp.}} \text{Al}_4\text{C}_3$
 $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{HCl} \rightarrow 3\text{CH}_4 + 4\text{AlCl}_3$
 $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{temp.}} \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
 $\text{CH}_3\text{Cl} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{CH}_3\text{OH} + \text{NaCl}$
- B) $\text{CaO} + 3\text{C} \xrightarrow{\text{temp.}} \text{CaC}_2 + \text{CO}$
 $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$
 $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{kat.}} \text{C}_2\text{H}_4$
 $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{C}_2\text{H}_5-\text{OH}$
- C) $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2$
 $3\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$
 $\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{HCl} \rightarrow 3\text{CH}_4 + 4\text{AlCl}_3$
 $\text{CH}_4 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{HCl}$
 $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{CH}_3\text{Cl} \xrightarrow{\text{AlCl}_3} \text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_3 + \text{HCl}$
 $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_3 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{temp.}} \text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2\text{Cl} + \text{HCl}$
 $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2\text{Cl} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2\text{OH} + \text{NaCl}$

M.29.1.

A.

Ułamek molowy alkoholu – x . Skład molarowy roztworu $x\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$, $(1-x)\text{H}_2\text{O}$. Ustalamy stosunek molowy wodoru do tlenu:

$$\frac{n_{\text{H}}}{n_{\text{O}}} = \frac{7}{2}$$

$$\frac{7}{2} = \frac{2nx + 2x + 2 - 2x}{x + 1 - x} = 2nx + 2$$

skąd $nx = 0,75$.

Ułamek masowy wody w roztworze wynosi $w = 0,4737$, czyli:

$$\frac{18 - 18x}{12nx + 2nx + 2x + 16x + 18 - 18x} = 0,4737$$

Ułamek molowy alkoholu $x = 0,25$, skąd $n = 3$. Alkoholem jest C_3H_8O .

B.

$CH_3-CH(OH)-CH_3$, propan-2-ol

M.29.2.

A. I., II

B. I. – S_N2 , II. – S_N1

M.29.3.

A.

I. $CH_3-CH^+-C(CH_3)_3$

II. $CH_3-CH_2-C^+(CH_3)_2$

III. $CH_3-C^+(CH_3)_2$

B.

I. $CH_3-CH(OH)-C(CH_3)_3$,
3,3-dimetylobutan-2-ol

II. $CH_3-CH_2-C(OH)(CH_3)_2$,
2-metylobutan-2-ol

III. $CH_3-C(OH)(CH_3)_2$, 2-metylopropan-2-ol

M.29.4.

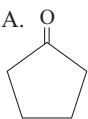
A. I. – 10^{-10} , II. – $6 \cdot 10^{-8}$, III. – 10^{-4} ,
IV. – $5,6 \cdot 10^{-1}$

B. I. – 10^{-4} , II. – $1,67 \cdot 10^{-7}$, III. – 10^{-10} ,
IV. – $1,79 \cdot 10^{-14}$

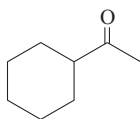
C. pH = 1,06

ROZDZIAŁ 30.

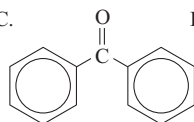
30.1. A.



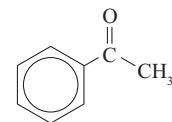
B.



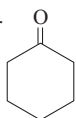
C.



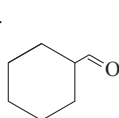
D.



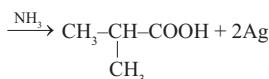
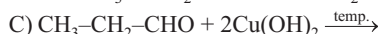
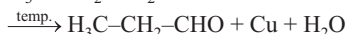
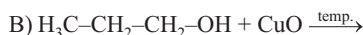
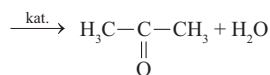
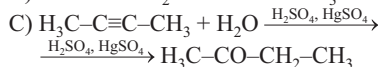
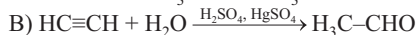
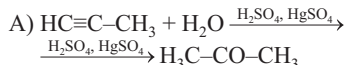
E.



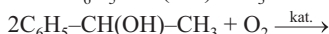
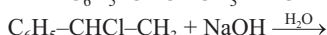
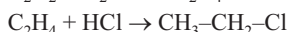
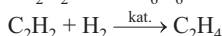
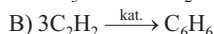
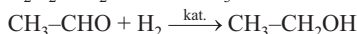
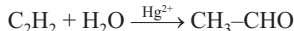
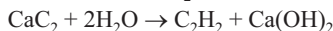
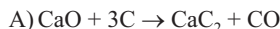
F.



30.2.

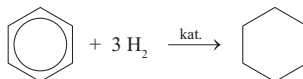


30.4.



30.5.

A)



KRZYSZTOF M. PAZDRO
ANNA ROLA-NOWORYTA

CHEMIA

Repetitorium

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						



Aktualna
nomenklatura
PODSTAWA
od 2019 r.

format 165 x 235 mm,
stron 490

Spis treści

Część I. CHEMIA OGÓLNA

Rozdział 0. Przypomnienie ważnych terminów poznanych w szkole podstawowej

Rozdział 1. Budowa materii

Rozdział 2. Stechiometria

Rozdział 3. Mieszaniny

Rozdział 4. Reakcje chemiczne

Rozdział 5. Chemia roztworów wodnych

Część II. CHEMIA NIEORGANICZNA

Rozdział 6. Występowanie substancji nieorganicznych w przyrodzie

Rozdział 7. Związki nieorganiczne

Rozdział 8. Charakterystyka pierwiastków w blokach konfiguracyjnych tablicy Mendelejewa

Rozdział 9. Reakcje pierwiastków

Rozdział 10. Użyteczne substancje nieorganiczne – wykorzystanie i otrzymywanie

Część III. CHEMIA ORGANICZNA

Rozdział 11. Specyficzny charakter związków organicznych

Rozdział 12. Otrzymywanie i właściwości węglowodorów

Rozdział 13. Otrzymywanie i właściwości związków jednofunkcyjnych

Rozdział 14. Otrzymywanie i właściwości związków wielofunkcyjnych

Część IV. CZYNNOŚCI LABORATORYJNE

Rozdział 15. Zasady ogólne

Część V. TECHNIKI ANALIZY ZWIĄZKÓW ORGANICZNYCH

Skorowidz rzeczowy (polsko-angielski)

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 skrowidz 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, 2023), zwanego w tej książce „Zbiorem...”. Na końcu „Zbioru...” są odpowiedzi do wszystkich zadań.

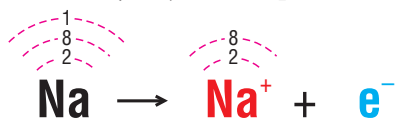
Na stronie internetowej wydawnictwa **www.pazdro.com.pl** – przy szczegółowym opisie *Repetitorium* oraz w STREFIE UCZNIA (Doświadczenia z chemii) – są dostępne filmowe wersje przykładowych doświadczeń, obejmujących czynności laboratoryjne opisane w części IV.

Autorzy

1.10. Wiązania chemiczne

1.10.1. Wiązanie jonowe

Atomy metali, pierwiastków o małej elektroujemności, znajdujących się na początku każdego okresu tablicy Mendelejewa, oddają wszystkie elektrony z powłoki zewnętrznej, uzyskując w ten sposób konfigurację helowca zamykającego okres poprzedni. Na przykład atom sodu uzyskuje w ten sposób konfigurację neonu:



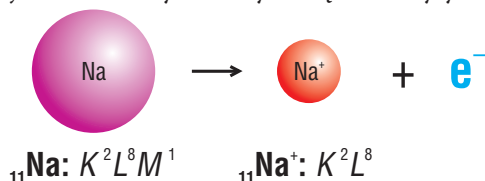
a beryl – helu:



Powłoką zewnętrzną staje się automatycznie w tych przemianach powłoka przedostatnia, ta zaś zawiera oktet lub dublet elektronowy.

Atom pozbawiony elektronu przestaje być elektrycznie obojętny. Przybiera on ładunek dodatni, ponieważ liczba protonów w jądrze pozostaje bez zmian i liczba ładunków dodatnich jądra przewyższa liczbę elektronów. Wytworzona w ten sposób nowa drobina to jon dodatni, czyli kation. Tworzenie kationów jest typową cechą metali. Zasady zapisywania wzorów jonów przypominano w p. 0.2.

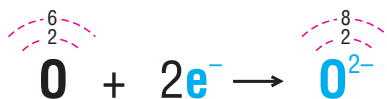
Wymiary jonów są inne niż wymiary ich macierzystych atomów. Usunięcie elektronu powoduje zmniejszenie odpychania między elektronami. Dzięki temu elektrony zbliżają się do jądra i zostają silniej z nim związane. W konsekwencji wszystkie kationy mają promienie mniejsze niż atomy, z których się utworzyły, na przykład:



Atomy niemetalu, pierwiastków o dużej elektroujemności, znajdujące się przy końcu okresu, mogą przyłączać do zewnętrznej powłoki tyle elektronów, ile brakuje im do konfiguracji helowca zamykającego okres. Na przykład atom chloru uzyskuje w ten sposób konfigurację argonu:

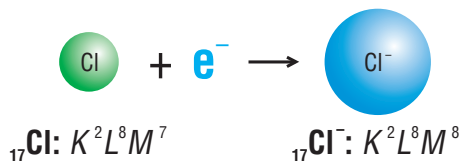


a tlen – neonu:

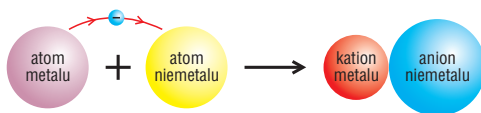


Atom, który przyłączył elektron, staje się jonem ujemnym, czyli anionem. Tworzenie anionów jest typową cechą niemetalu.

Wszystkie aniony mają promienie większe niż macierzyste atomy. Przyłączenie elektronu powoduje zwiększenie siły odpychania między elektronami i wzrost wymiarów chmury elektronowej, na przykład:



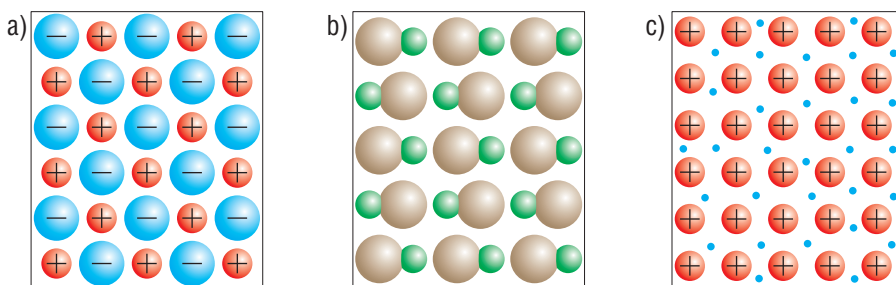
Łączenie się metali z niemetalami polega na przenoszeniu elektronów z atomu metalu do atomu niemetalu i utworzeniu **wiązania jonowego** według schematu:



Atom metalu przekształca się w kation, a atom niemetalu – w anion. Wytworzone jony przyciągają się elektrostatycznie i na tym polega utworzenie wiązania chemicznego zwanego wiązaniem jonowym. Typowym przykładem takiego procesu może być reakcja sodu z chlorem, której produktem jest chlorek sodu, NaCl (skrót „ew” oznacza elektrony walencyjne):



Substancje zbudowane z jonów tworzą w stanie stałym jonową sieć krystaliczną – rys. 1.44.a. Więcej na ten temat jest w p. 1.10.17.



Rys. 1.44. Schematy sieci krystalicznych: a) jonowej, b) cząsteczkowej, c) metalicznej (niebieskie kropki oznaczają swobodnie poruszające się elektrony)

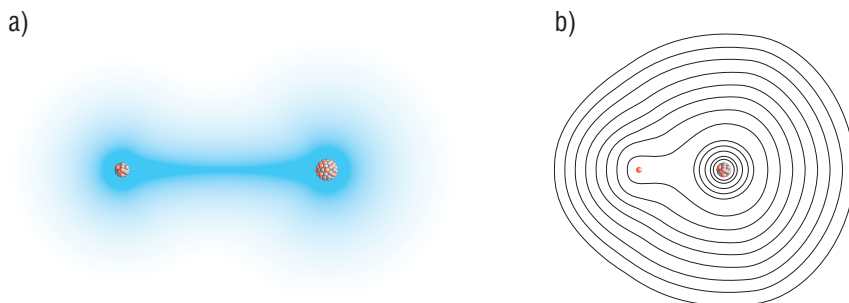
Proponujemy zadania ze „Zbioru...”: 7.38, 7.47.

1.10.2. Wiązanie kowalencyjne

Łączenie się niemetalu z niemetalem polega na uwspólnieniu elektronów i utworzeniu **wiązania kowalencyjnego** według schematu:

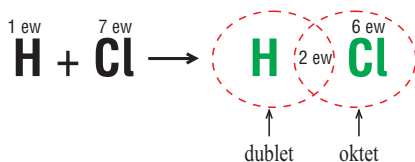


Oba atomy przekształcają się w cząsteczkę, czyli drobinę obojętną elektrycznie, zbudowaną z jąder atomowych i elektronów. W ramach przybliżonych metod obliczeniowych chemii kwantowej można przyjąć, że część elektronów porusza się wokół pierwszego jądra, część wokół drugiego, a kilka wokół obu jąder i te ostatnie są nazywane elektronami wiążącymi lub uwspólnionymi. Wspólne elektrony zachowują się jak chmura ładunku, rozprzestrzeniona wokół obu jąder i wykazująca znaczną gęstość w obszarze międzyjądrowym. Chmura ta nakłada się na chmury innych elektronów walencyjnych i rdzeniowych.



Rys. 1.45. Elektrony w cząsteczkach typu AB: a) chmura elektronów wspólnych; b) warstwie gęstości elektronowej w cząsteczce HCl

Istota wiązania kowalencyjnego polega na istnieniu **wspólnych elektronów**, stanowiących pary o skompensowanych spinach. One stanowią czynnik wiążący. Typowym przykładem cząsteczki powstającej na tej zasadzie jest cząsteczka chlorowodoru HCl:



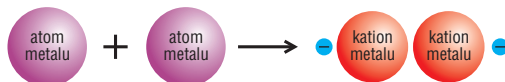
Każdy atom „odelegowuje” jeden elektron do utworzenia wspólnego zespołu elektronowego (w tym przypadku dwuelektronowego), w powyższym schemacie zaznaczonego symbolem „2 ew” (dwa elektrony walencyjne) między symbolami atomów. Wokół obu jąder utworzyła się trwała konfiguracja walencyjna, ponieważ elektrony wspólne liczy się zarówno jako składnik dubletu przy jądrze wodoru, jak i składnik oktetu walencyjnego dla chloru.

Pozostałe elektrony walencyjne, które nie biorą udziału w tworzeniu wiązania, określa się jako wolne. Elektrony te najczęściej tworzą pary o skompensowanych spinach i stąd powszechnie stosowana nazwa **wolne pary elektronowe**.

Substancje zbudowane z cząsteczek tworzą w stanie stałym cząsteczkową sieć krystaliczną (rys. 1.44.b).

1.10.3. Wiązanie metaliczne

W zbiorze jednakowych lub różnych atomów metali następuje delokalizacja elektronów, która prowadzi do powstania **wiązania metalicznego**. Delokalizacja elektronów następuje przede wszystkim w samych metalach i w ich stopach. Polega na odebraniu elektronów od atomów, które stają się kationami:



Kationy tworzą sieć krystaliczną, a uwolnione elektrony poruszają się swobodnie w obrębie całej próbki makroskopowej, stąd określenie delokalizacja. Dzięki temu metale są dobrymi przewodnikami elektryczności. Sieć krystaliczną metalu przedstawiono na rysunku 1.44.c.

1.10.4. Promienie atomowe i jonowe

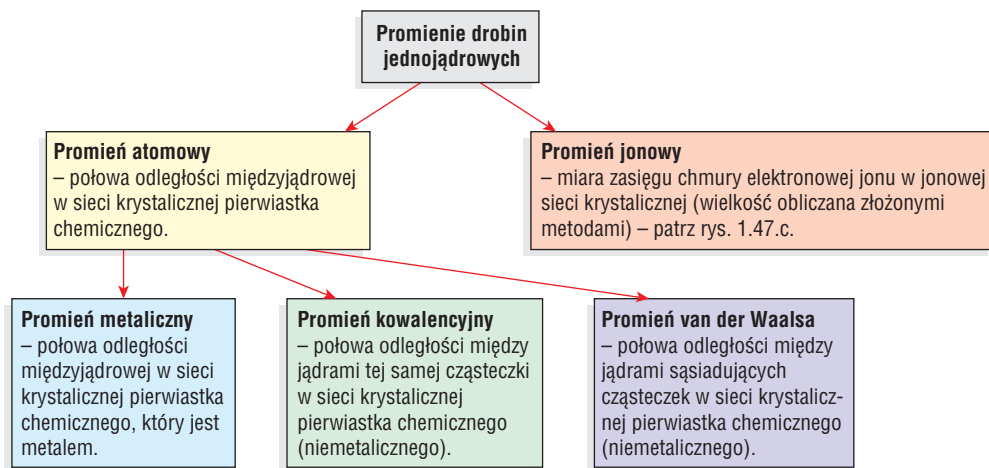
Promienia pojedynczego, izolowanego atomu bądź jonu nie można zmierzyć doświadczalnie ani obliczyć teoretycznie, ponieważ – w świetle mechaniki kwantowej – zasięg chmury elektronowej nie ma skończonej wartości. Prawdopodobieństwo znalezienia elektronu (i gęstość chmury elektronowej) osiąga wartość zerową dopiero w odległości nieskończenie wielkiej od jądra. W ciałach stałych można zmierzyć doświadczalnie odległość między jądrami sąsiadujących atomów lub jonów. Traktując atomy bądź jony jak sztywne, stykające się z sobą kule, przyjmuje się umownie, że połowa odległości między jądrami jednakowych sąsiadujących atomów lub jonów stanowi miarę zasięgu chmury elektronowej i jest nazywana **promieniem atomowym**. Wyróżnia się kilka rodzajów tych promieni, sklasyfikowanych na rys. 1.46 i przedstawionych na rys. 1.47.

Promień drobin jednojądrowej to miara zasięgu chmury elektronowej drobin sąsiadujących w sieci krystalicznej.

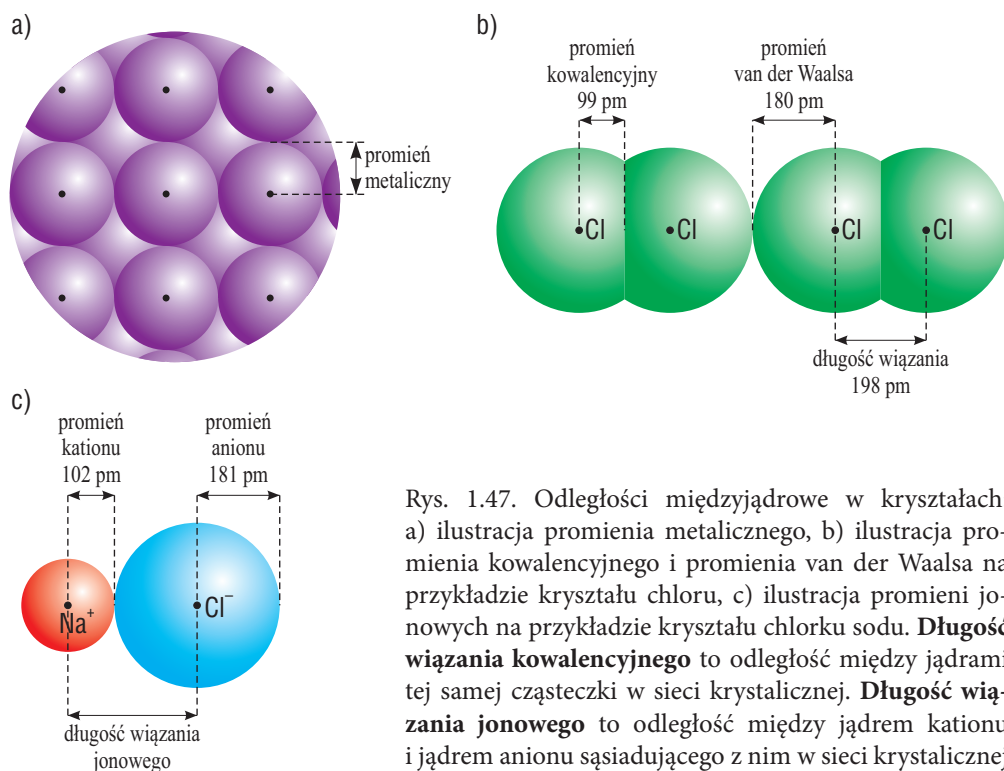
Promień atomowy w kryształach metali jest nazywany **promieniem metalicznym** (rys. 1.47.a). Kryształy niemetalu zbudowane są z cząsteczek (Cl_2 , P_4 , S_8 itp.) i dlatego wyróżnia się w nich dwa rodzaje promieni atomowych: połowę odległości między jądrami tej samej cząsteczki, zwaną **promieniem kowalencyjnym**, oraz połowę odległości między jądrami cząsteczek sąsiadujących, tzw. **promień van der Waalsa**, z reguły większy od kowalencyjnego (rys. 1.47.b).

W jonowych sieciach krystalicznych, zbudowanych z kationów i anionów, promienie tych drobin, zwane **promieniami jonowymi**, nie są połową odległości międzyjądrowej (rys. 1.47.c). Kation jest z reguły mniejszy od anionu, a suma promieni

obu tych jonów jest równa odległości między ich jądrami i bywa nazywana **długością wiązania jonowego**.



Rys. 1.46. Rodzaje promieni drobin jednojądrowych



Rys. 1.47. Odległości międzyjądrowe w kryształach: a) ilustracja promienia metalicznego, b) ilustracja promienia kowalencyjnego i promienia van der Waalsa na przykładzie kryształu chloru, c) ilustracja promieni jonowych na przykładzie kryształu chlorku sodu. **Długość wiązania kowalencyjnego** to odległość między jądrami tej samej cząsteczki w sieci krystalicznej. **Długość wiązania jonowego** to odległość między jądrem kationu i jądrem anionu sąsiadującego z nim w sieci krystalicznej

Promienie atomowe i jonowe ze wzrostem liczby atomowej:

- rosną w grupach tablicy Mendelejewa,
- maleją w okresach tablicy Mendelejewa, ale na końcu, w atomach helowców znacznie wzrastają.

Promienie kationów tego samego pierwiastka maleją ze wzrostem ładunku kationu:

$$r_{M^+} > r_{M^{2+}} > r_{M^{3+}} \text{ itd.}$$

Na przykład:

$$\text{Ti}^0 - 146 \text{ pm}, \text{Ti}^{2+} - 78 \text{ pm}, \text{Ti}^{3+} - 69 \text{ pm}, \text{Ti}^{4+} - 64 \text{ pm}$$

Okresowa zmienność promieni atomowych i jonowych jest prosta, ale kryje w sobie trzy pytania:

- Dlaczego w grupach promienie rosną ze wzrostem liczby atomowej (czyli w dół grupy)?
- Dlaczego w okresach promienie maleją ze wzrostem liczby atomowej (czyli od strony lewej ku prawej), ale na końcu, w grupie helowców, gwałtownie rosną?
- Dlaczego w obrębie okresu promienie i w konsekwencji objętość atomów maleje, mimo że masa atomów wzrasta?

Masa atomowa jest uzależniona od składu jądra, które w porównaniu z całym atomem zajmuje bardzo małą objętość. O objętości atomu, a więc o jego promieniu, decyduje zatem czynnik zupełnie inny niż masa. W miarę wzrostu liczby elektronów w atomie rośnie ładunek jądra $+Z$, elektrony są coraz silniej przyciągane przez jądro i kurczą się ich rozmiary. Dlatego w obrębie okresu następuje systematyczne zmniejszanie się promieni atomowych i jedynie w atomie helowca, kończącego okres, zaobserwować można wzrost promienia wywołany prawdopodobnie silnym, wzajemnym odpychaniem elektronów w całkowicie zapełnionej podpowłoce p . Wzrost objętości atomu pierwiastka rozpoczynającego okres w stosunku do objętości atomu zamykającego okres poprzedni wywołany jest pojawieniem się nowej powłoki, której odpowiada kulista przestrzeń orbitalna s . Ponadto obecność nowej powłoki powoduje kurczenie się powłok bliższych jądra, w związku z czym średnie odległości kolejnych powłok $K, L, M, \dots$ od jądra nie są wielkościami stałymi.

Promień kowalencyjny ulega znacznemu skróceniu w miarę wzrostu krotności wiązania. Na przykład **długości wiązań** węgiel–węgiel (odległości międzyjądrowe) wynoszą: 154 pm (C–C), 134 pm (C=C), 120 pm (C≡C). Odpowiednie promienie kowalencyjne są połową długości wiązania.

Proponujemy zadania ze „Zbioru...”: 7.41, 7.42, 7.63, 7.76, 7.82.

1.10.5. Symbole Lewisa

Gilbert Lewis zaproponował prosty sposób zapisywania przemieszczeń elektronów walencyjnych w procesie tworzenia wiązań chemicznych. Symbole literowe pierwiastków uzupełnia się kropkami obrazującymi elektrony walencyjne. Każda kropka oznacza jeden elektron.

Jeżeli elektrony walencyjne tworzą parę o przeciwnie zorientowanych spinach, to przedstawia się je w postaci dwóch kropek przy tym samym, dowolnie wybranym boku symbolu:



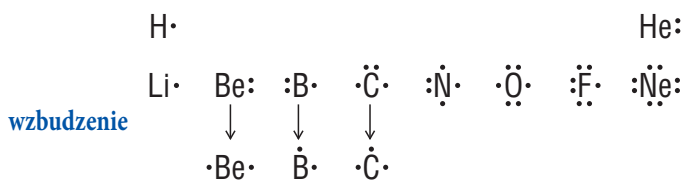
Elektrony niesparowane zaznacza się kropkami w taki sposób, aby przy danym boku symbolu była tylko jedna kropka, na przykład dla dwóch elektronów:



dla trzech elektronów:



Elektrony walencyjne pierwiastków pierwszego i drugiego okresu należy zatem zapisywać w następujący sposób:



Berylówce, borowce i węglowce reagują najczęściej równocześnie z przejściem ze **stanu podstawowego** do **stanu wzbudzonego**. Jeden z elektronów podpowłoki *s* przechodzi do podpowłoki *p* i w ten sposób atom zawiera tylko elektrony niesparowane.



Przejścia do stanów wzbudzonych są istotne, ponieważ – jak okaże się dalej – liczba elektronów niesparowanych ma wpływ na liczbę wiązań kowalencyjnych, które tworzy atom.

1.10.6. Wzory Lewisa

Rodzaj wiązania chemicznego można uwidocznić, stosując **wzory Lewisa**, zwane też wzorami elektronowymi, czyli wzory strukturalne z zaznaczonym rozmieszczeniem elektronów wspólnych i niewspólnych. Istnieją trzy rodzaje wzorów elektronowych: **kropkowe** (w których każdy elektron jest zaznaczony kropką), **kreskowe** (w których każda para elektronów jest zaznaczona kreską), **kreskowo-kropkowe** (preferowane we współczesnej literaturze), w których parę wspólną zaznacza się kreską, a parę wolną dwoma kropkami.

PRZED MATURĄ

WYJAŚNIANIE CHEMII

w pytaniach
i odpowiedziach

Piotr Kosztołowicz



format 165 x 235 mm,
stron 120

Spis treści

Wprowadzenie

CHEMIA OGÓLNA I NIEORGANICZNA

1. Energia i masa
2. Jądro atomowe
3. Problemy obliczeniowe w chemii
4. Elektrony w atomie
5. Powstawanie wiązań chemicznych
6. Równowaga chemiczna
7. Równowagi w roztworach elektrolitów
8. Elektrochemia

CHEMIA ORGANICZNA

9. Nietrwałe drobiny w chemii organicznej i czynniki decydujące o ich trwałości
10. Addycja elektrofilowa
11. Reakcje eliminacji
12. Delokalizacja elektronów, aromatyczność
13. Substytucja elektrofilowa w związkach aromatycznych
14. Właściwości kwasowo–zasadowe związków organicznych
15. Podstawienie nukleofilowe

Wprowadzenie

Współczesny egzamin maturalny z chemii obfituje w zadania wykraczające w swojej treści poza podstawę programową, obowiązującą w liceach i technikach. Dotyczy to zadań z nowymi treściami, w których autor zadania przytacza często obszerny tekst źródłowy, a następnie formułuje pytania odnoszące się do tego tekstu. Rolą zdającego maturę jest zrozumienie tekstu i zdobycie w ten sposób wiadomości, których często nie omawiano na lekcjach chemii, a następnie wykorzystanie ich do rozwiązania postawionego problemu.

Stres i pośpiech wywołane egzaminem nie sprzyjają przyswajaniu nowego materiału. Pomocą może tu być proponowana czytelnikowi niniejsza książka.

Przedstawiona propozycja zawiera bardziej pogłębione, niż to przewiduje podstawa programowa, wyjaśnienia podstawowych zjawisk i metod stosowanych w chemii. Czytelnik dowie się w szczególności, skąd się biorą barwy przedmiotów, czym jest elektron, co to są liczby kwantowe, dlaczego powstają wiązania chemiczne, na czym polega hybrydyzacja orbitali atomowych i wiele innych.

Książka jest napisana w formie pytań i odpowiedzi. Nie jest ona systematycznym wykładem chemii. Poruszono w niej tylko te zagadnienia, które były lub mogą być w przyszłości treścią pytań maturalnych, i które wykraczają poza obowiązującą obecnie podstawę programową. W pozycji tej zawarto też opis podstawowych praw fizyki i chemii, które ułatwiają, a w niektórych przypadkach wręcz umożliwiają dogłębne zrozumienie omawianych treści. Książkę tę należy w szczególności traktować jako pomoc w samodzielnej nauce, wyjaśniającą to, czego uczeń zazwyczaj nie dowie się na lekcjach chemii.

Pozycja ta zapewne nie porusza wszystkich zagadnień, które mogłyby być interesujące dla Czytelnika. Autor zaprasza zatem użytkowników do współpracy i o nadsyłanie do redakcji propozycji tematów, które Ich zdaniem powinny znaleźć tu swoje miejsce. Propozycje te mogłyby być uwzględnione w ewentualnych, kolejnych wydaniach tej książki.

Na końcu poszczególnych rozdziałów zamieszczono wykazy zadań maturalnych, które odnoszą się do treści danego rozdziału. Są to zadania pochodzące z oryginalnych arkuszy maturalnych w latach 2010–2025, które zostały zebrane w *Zbiorze zadań maturalnych. Lata 2010–2025* ..., wydanym przez Oficynę Edukacyjną * Krzysztof Pazdro. Do wszystkich tych zadań podane są rozwiązania i odpowiedzi.

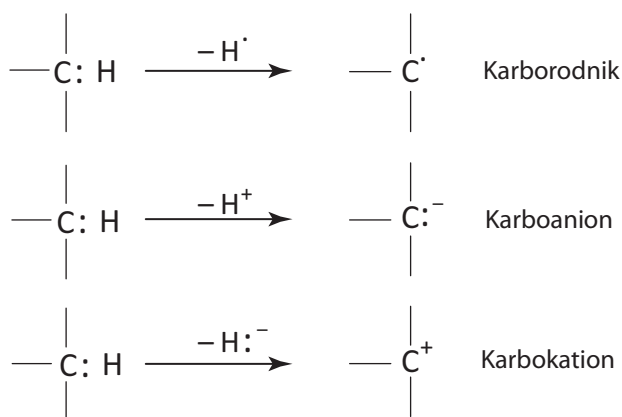
Wydawca

CHEMIA ORGANICZNA

9. NIETRWAŁE DROBINY W CHEMII ORGANICZNEJ I CZYNNIKI DECYDUJĄCE O ICH TRWAŁOŚCI

Czy atom węgla może tworzyć jony lub rodniki?

Atom węgla nie tworzy jonów prostych, ale może tworzyć jony złożone, w których ładunek pojawia się na atomie węgla będącym częścią większej drobiny. Istnieją też złożone drobiny, w których na atomie węgla pojawia się niesparowany elektron. Śledząc mechanizmy reakcji organicznych możemy spotkać takie nietrwałe cząstki. Powstawanie jonów lub rodników można zilustrować pokazanym niżej schematem.



Rys. 30. Schemat powstawania karborodników, karboanionów i karbokationów

Jakie czynniki decydują o trwałości karbojonów i karborodników?

Trwałość karbokationów i karboanionów zależy, między innymi od tego, jak silnie grupy obecne w jonie przyciągają elektrony. Grupy, które silnie przyciągają elektrony, stabilizują karboaniony, a grupy wykazujące tendencje do oddawania elektronów – stabilizują karbokationy. Grupy przyciągające elektrony zmniejszają koncentrację ładunku na atomie węgla w karboanionie. Podobnie działają grupy wykazujące tendencje do oddawania elektronów w przypadku karbokationów. One także zmniejszają koncentrację ładunku elektrycznego, ale w tym przypadku dodatniego. Zmniejszenie koncentracji ładunku zawsze wiąże się z jego rozmyciem na większy obszar, co skutkuje obniżeniem energii układu.

Oprócz stabilizacji przez przemieszczenie ładunku, wynikające z przyciągania elektronów przez grupy funkcyjne, duże znaczenie dla stabilizacji karbojonów i rodników ma delokalizacja elektronów, czyli pojawienie się wiązań obejmujących swoim zasięgiem więcej niż dwa atomy.

Jak w chemii organicznej mierzy się siłę przyciągania elektronów przez grupę funkcyjną?

W dwuatomowych cząsteczkach X–Y, o tym, na korzyść którego atomu przesunięta jest wiążąca para elektronowa wiązania chemicznego, decyduje różnica elektroujemności obu atomów. W przypadku bardziej rozbudowanych struktur, sytuacja jest bardziej złożona.

O sile przyciągania elektronów przez grupę funkcyjną decyduje, przyjęta umownie wielkość, nazwana *efektem indukcyjnym*. Grupy atomów, będące w chemii organicznej podstawnikami, w zależności od swojej budowy przyciągają elektrony silniej, bądź słabiej niż atom wodoru. Wiązanie C–H traktuje się tu jako wiązanie wzorcowe (umowne zero).

Jeżeli grupa funkcyjna silniej przyciąga elektrony niż wodór, mówimy, że ma ujemny efekt indukcyjny, co zapisujemy symbolicznie jako (–I).

Jeżeli pewna grupa słabiej przyciąga elektrony niż wodór, mówimy, że ma dodatni efekt indukcyjny, co zapisujemy jako (+I).

Atomom wodoru, na mocy definicji przypisujemy efekt indukcyjny ($I = 0$).

Należy podkreślić, że nie mówimy o bezwzględnej sile przyciągania elektronów przez grupę atomów, tylko o tym, jak ta tendencja przedstawia się w odniesieniu do wiązania C–H. Jest to wygodne założenie, bo wszystkie związki organiczne można w pewnym sensie traktować jako wywodzące się od węglowodorów, w których pewne atomy wodoru zastąpiono określonymi grupami funkcyjnymi.

Sytuacja przypomina nieco stosowane powszechnie skale temperatur. Mimo że istnieje bezwzględna skala temperatury Kelwina, z absolutnym zerem, wygodnie jest w życiu codziennym stosować skalę, w której zero jest umowne i odpowiada punktowi topnienia lodu, czyli skalę Celsjusza.

Które grupy wykazują tendencję do oddawania, a które do przyciągania elektronów?

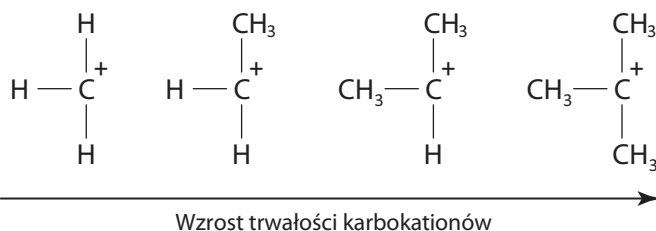
Ważnym i godnym zapamiętania jest fakt, że w zasadzie jedynymi grupami o dodatnim efekcie indukcyjnym są grupy alkilowe $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$. Pozostałe grupy silniej przyciągają elektrony niż wodór i przypisuje się im efekt indukcyjny ujemny. Ilustruje to przedstawiony niżej schemat.



Rys. 31. Strzałki ukazują kierunek przesuwania wiążącej pary elektronowej w odniesieniu do wiązania C–H

Jak efekt indukcyjny wpływa na trwałość karbokationów, karboanionów i rodników?

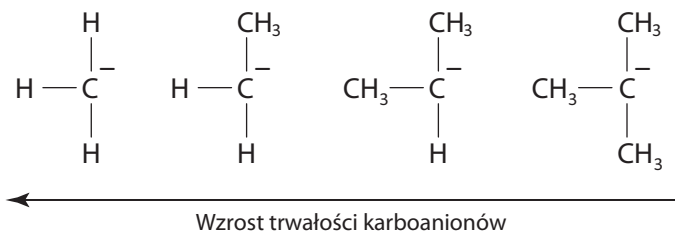
Trwałość karbokationów rośnie wraz z rzędowością atomu węgla, na którym pojawia się ładunek dodatni.



Rys. 32. Kierunek wzrostu trwałości karbokationów

Trwałość karbokationów rośnie w takiej właśnie kolejności, ponieważ grupy metylowe, jako grupy alkilowe, słabiej przyciągają elektrony niż wodór, przez co zmniejszają nieco koncentrację ładunku dodatniego na atomie węgla, na którym występuje ten ładunek.

Karboaniony zmieniają swoją trwałość w przeciwnym kierunku. Grupy alkilowe słabiej przyciągają elektrony niż wodór, i to atom wodoru skuteczniej zmniejsza koncentrację ładunku ujemnego niż grupy alkilowe. Osłabienie koncentracji ładunku, bez względu na jego znak, zawsze przyczynia się do obniżenia energii układu i zyskania większej trwałości.

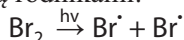


Rys. 33. Kierunek wzrostu trwałości karboanionów

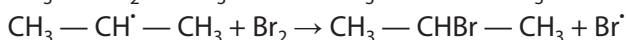
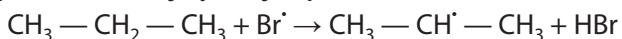
Trwałość karborodników zmienia się w takiej samej kolejności, jak trwałość karbokationów. Tłumaczy się to oddziaływaniem niesparowanego elektronu na atomie węgla w rodniku, z wiązaniami σ_{C-H} tworzonymi przez atom, na którym pojawił się niesparowany elektron.

Które atomy wodoru biorą przede wszystkim udział w reakcji podstawienia rodnikowego?

O tym, jaki produkt pojawi się w reakcji podstawienia rodnikowego decyduje trwałość rodnika, który pojawia się w trakcie reakcji jako produkt przejściowy. Rozważmy reakcję bromowania propanu, zachodzącą pod wpływem światła. W pierwszym etapie pojawiają się atomy bromu, które są rodnikami:



Reakcja rodników bromu z cząsteczką propanu prowadzi do powstania najtrwalszego rodnika, a więc rodnika o najwyższej rzędowości:



W pierwszej kolejności pojawia się więc produkt, zawierający brom przy atomie węgla połączonym z możliwie najmniejszą liczbą atomów wodoru. W dalszej kolejności ulegają podstawieniu pozostałe atomy wodoru, umiejscowione w mniej aktywnych pozycjach. Opisana tendencja jest szczególnie dobrze widoczna w przypadku bromowania. Rodniki chloru są bardzo aktywne i atakują alkan mniej wybiórczo.

Co to jest elektrofilowość i które cząstki mają własności elektrofilowe?

Elektrofilowość to cecha drobin, polegająca na dużym powinowactwie do elektronów. Cząstka jest tym silniej elektrofilowa, im więcej atomów o wysokiej elektroujemności wchodzi w jej skład. Cząstki elektrofilowe są zazwyczaj jonami dodatnimi. Do najsilniejszych elektrofilów zaliczamy jony: NO_2^+ , Cl^+ , Br^+ , CH_3^+ , H^+ oraz niektóre cząsteczki, np. SO_3 . Siła elektrofilowości jest mierzona tendencją do wchodzenia w reakcje organiczne, w których cząstka taka tworzy wiązanie kosztem pary elektronów π . Przykładem reakcji zachodzącej według mechanizmu elektrofilowego jest reakcja addycji elektrofilowej do wiązań wielokrotnych węgiel–węgiel, lub omówiona w dalszej części reakcja substytucji elektrofilowej z udziałem benzenu i jego pochodnych.

Zadania maturalne odnoszące się do rozdziału „Nietrwale drobin w chemii organicznej i czynniki decydujące o ich trwałości”

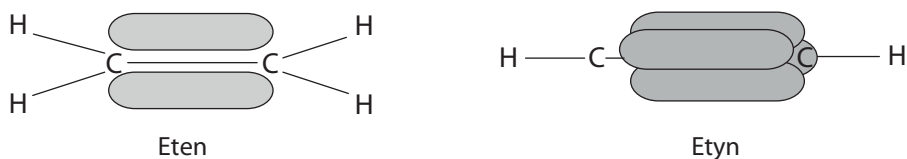
Reakcje z udziałem rodników i karbojonów, selektywność reakcji wolnorodnikowych

Numer zadania w „Zbiorze zadań maturalnych ...”
Zadanie 15.18.
Zadanie 15.43.
Zadanie 15.56.
Zadanie 15.72.
Zadanie 15.65.

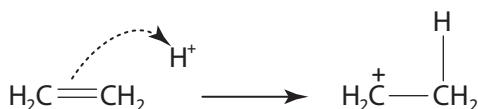
10. ADDYCJA ELEKTROFILOWA

Które cząsteczki reagują z odczynnikami elektrofilowymi?

Cząstki elektrofilowe mają zdolność wiązania się z parą elektronową. Mogą one destabilizować drobinę organiczną, przez zerwanie wiązania π w alkenach, alkinach i węglowodorach aromatycznych. Wiązania π są łatwo dostępne bo elektrony, które je tworzą, znajdują się na zewnątrz cząsteczki. Niżej przedstawiono kontury orbitali molekularnych π w cząsteczkach etenu i etynu.

Rys. 34. Kontury orbitali π w przykładowych cząsteczkach alkenu i alkinu

Atak cząstki elektrofilowej na alken lub alkin prowadzi do powstania karbokationu. Rozważmy najprostszy przykład destabilizacji cząsteczki etenu, na skutek ataku elektrofilowej cząstki H^+ . Linia przerywaną przedstawiono przemieszczanie pary elektronów:



W analogiczny sposób cząstka elektrofilowa może destabilizować cząsteczki alkinów oraz arenów (węglowodorów aromatycznych). Węglowodorom aromatycznym będzie poświęcone miejsce w dalszej części tej książki.

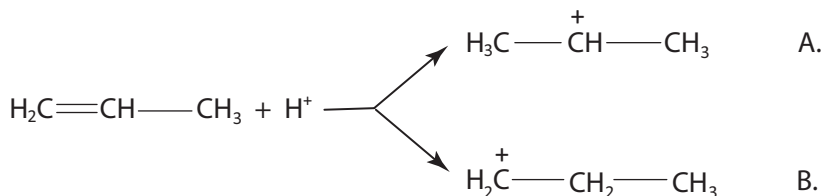
Określenia „destabilizacja” użyto nieprzypadkowo. Cząstka elektrofilowa jest bowiem często katalizatorem, rozpoczynającym ciąg żywiołowo zachodzących przemian, które kończą się powstaniem stabilnej drobiny.

Czy regułę Markownikowa można udowodnić?

Reguła Markownikowa dotyczy reakcji addycji elektrofilowej niesymetrycznych cząsteczek do niesymetrycznych alkenów lub alkinów. Kluczem do zrozumienia tej reguły jest analiza mechanizmu reakcji. Rozważmy proces o schemacie:

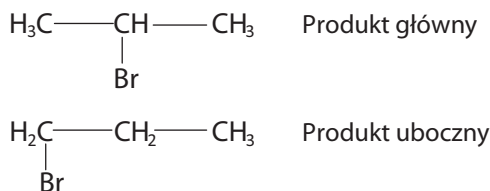


Reakcja zachodzi dwuetapowo. W pierwszym etapie elektrofilowy jon H^+ łączy się z jednym z atomów węgla tworzących wiązanie podwójne, a czyni to kosztem elektronów wiązania π :



Z dwóch karbokationów, które mogą powstać, trwalszy jest karbokation A o wyższej rzędowości. Dzieje się tak dlatego, że dwie grupy alkilowe stabilizują go lepiej, dostarczając elektronów dzięki dodatniemu efektowi indukcyjnemu.

W drugim etapie, do powstałego karbokationu przyłącza się anion Br^- . W reakcji bierze głównie udział trwalszy karbokation, z którego powstaje produkt główny. Karbokation B, o niższej trwałości, przyczynia się do powstania niewielkiej ilości produktu ubocznego:



Dlaczego w wyniku reakcji powstaje także produkt uboczny?

Zazwyczaj uznajemy, że reakcje chemiczne zachodzą w sposób planowy i prowadzą w sposób nieunikniony do powstania jednoznacznie określonych produktów, o spodziewanych wzorach. Fakt ten uważamy za oczywisty, przez co w pewnym sensie działania przyrody uznajemy za realizację jakiegoś świadomego planu.

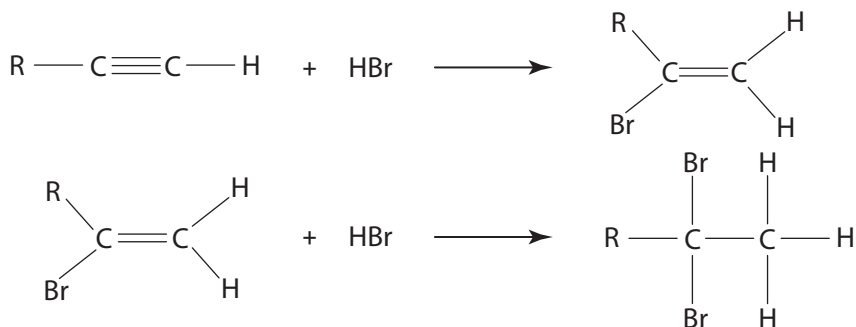
Nic bardziej błędnego. Zazwyczaj, potencjalnie może zachodzić wiele równoległych i termodynamicznie prawdopodobnych reakcji. Każda z nich prowadzi najczęściej do innych produktów. Wszystkie te reakcje rzeczywiście biegają. Fakt, że na ich końcu obserwujemy powstanie jednego produktu, w większym lub mniejszym nadmiarze, wynika stąd, że jedna z tych reakcji biegnie niewspółmiernie szybciej niż pozostałe. W wyniku serii równoległych reakcji powstaje więc jakiś główny produkt, a obok niego pojawia się pewna ilość różnych substancji, które powstają w mniejszej ilości. Uznajemy je za produkty uboczne.

Jak zachodzi addycja elektrofilowa z udziałem alkinów?

Alkiny są aktywniejsze chemicznie niż alkeny. Reakcje addycji zachodzące z ich udziałem biegają zgodnie z takim samym mechanizmem, jak w przypadku alkenów.

W reakcjach addycji, w których biorą udział alkiny, także obowiązuje reguła Markownikowa.

Proces addycji można przeprowadzić dwukrotnie, bo w addycji mogą brać udział kolejno oba wiązania π :

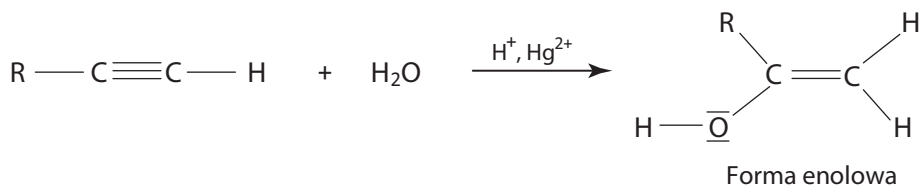


W przypadku addycji wody do alkinów proces początkowo biegnie podobnie jak w przypadku alkenów, ale ostateczny produkt reakcji jest nieco inny, niż można się spodziewać na podstawie prostej analogii.

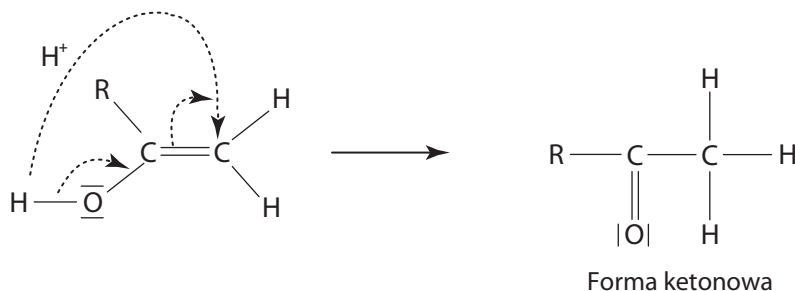
Jak zachodzi addycja wody do alkinów?

W wyniku addycji wody do cząsteczki alkinu tworzy się nienasycony alkohol. W jego cząsteczce grupa OH połączona jest z atomem węgla, tworzącym wiązanie podwójne.

Rozważmy przykład, w którym bierze udział tak zwany *alkin terminalny*, w którym wiązanie potrójne występuje na końcu łańcucha węglowego. Bezpośrednim produktem tego etapu jest nienasycony alkohol, który nazywamy *forma enolowa*:

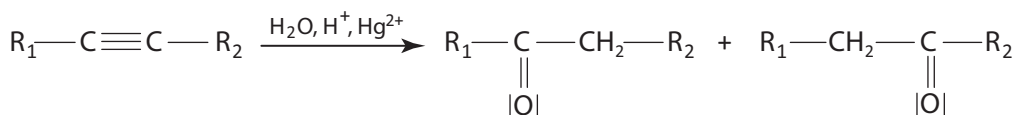


Taki układ wiązań jest nietrwały i produkt ten ulega przegrupowaniu. Atom wodoru połączony z atomem tlenu łatwo się odrywa w postaci jonu H^+ i korzystając z pary elektronów π w nienasyconej strukturze, łączy się z drugim atomem węgla. Jednocześnie uwolniona para elektronów σ wiązania O–H zamyka drugie wiązanie pomiędzy atomem tlenu i atomem węgla, tworząc grupę karbonylową. W wyniku tego procesu powstaje tzw. forma ketonowa produktu:



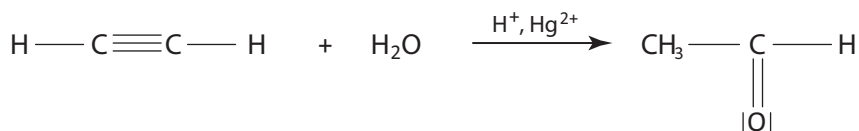
Ponieważ zastosowano alkin terminalny, a reakcja addycji wody zaszła zgodnie z regułą Markownikowa, ostatecznym produktem reakcji jest metyloketon.

W ogólnym przypadku, gdy zastosujemy dowolny alkin i nie działa reguła Markownikowa, w produktach reakcji znajdzie się mieszanina izomerycznych ketonów, które jest bardzo trudno rozdzielić:



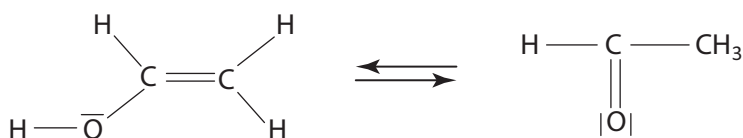
Znaczenie praktyczne mają więc procesy, które prowadzą do powstania jednego produktu. Dzieje się tak w przypadku, gdy $\text{R}_1 = \text{R}_2$ lub, gdy przynajmniej jedna z tych grup

jest atomem wodoru. Najbardziej znaną reakcją tego typu jest addycja wody do etynu. W jej wyniku powstaje aldehyd octowy (etanal), który ma duże znaczenie przemysłowe jako substrat w wielu syntezach organicznych:



Co to jest tautomeria keto-enolowa?

W poprzednim zagadnieniu użyto określenia „forma enolowa” i „forma ketonowa” na oznaczenie produktów addycji wody do alkinów. W rzeczywistości są to bowiem dwie postacie produktu reakcji, pozostające ze sobą w stanie równowagi chemicznej. Stan tej równowagi jest jednak mocno przesunięty na rzecz formy ketonowej, i jako produkt reakcji zapisujemy wzór ketonu lub aldehydu, a nie wzór formy enolowej. Mamy więc do czynienia z sytuacją, gdy jakaś substancja chemiczna występuje w dwóch formach pozostających ze sobą w równowadze. Zjawisko takie nazywamy *tautomerią*. W naszym przypadku mówimy o *tautomerii keto-enolowej*. Przykład takiej tautomerii, z udziałem aldehydu octowego i etenolu, przedstawia poniższe równanie:



Warto nadmienić, że formy enolowej nie można oddzielić od formy ketonowej, bo łączą je stan równowagi i nie zezwoli na to reguła przekory.

Zadania maturalne odnoszące się do rozdziału „Addycja elektrofilowa”

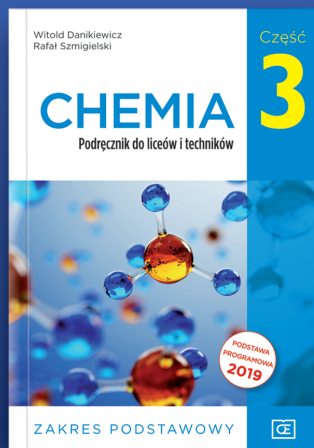
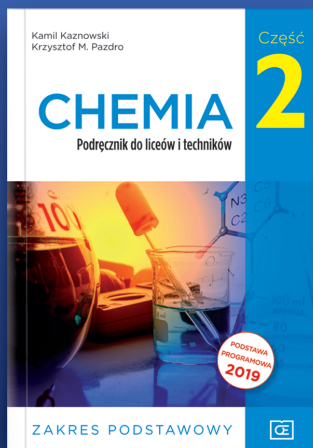
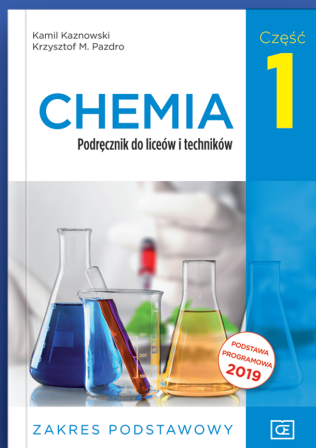
Numer zadania w „Zbiorze zadań maturalnych ...”
Zadanie 15.2.
Zadanie 15.16.
Zadanie 15.32.
Zadanie 15.35.
Zadanie 15.36.
Zadanie 15.37.
Zadanie 15.43.

Numer zadania w „Zbiorze zadań maturalnych ...”
Zadanie 15.55.
Zadanie 15.72.
Zadanie 15.78.
Zadanie 16.21.
Zadanie 16.24.
Zadanie 16.70.

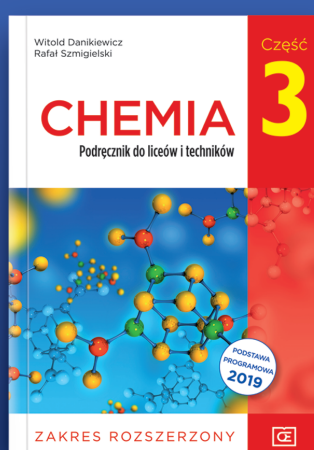
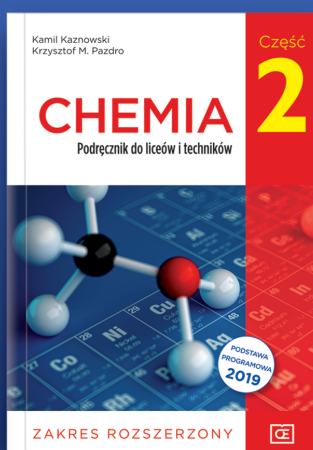
CHEMIA

w liceum i technikum

PODRĘCZNIKI zakres podstawowy



PODRĘCZNIKI zakres rozszerzony



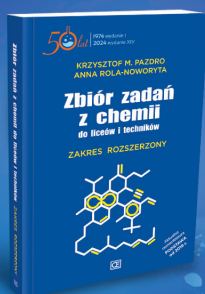
Solidnie od podstaw

CHEMIA

cztery etapy do sukcesu
na maturze

etap 1.

ZBIÓR ZADAŃ



- wydanie jubileuszowe
- aktualna nomenklatura
- dostosowany do aktualnej podstawy programowej

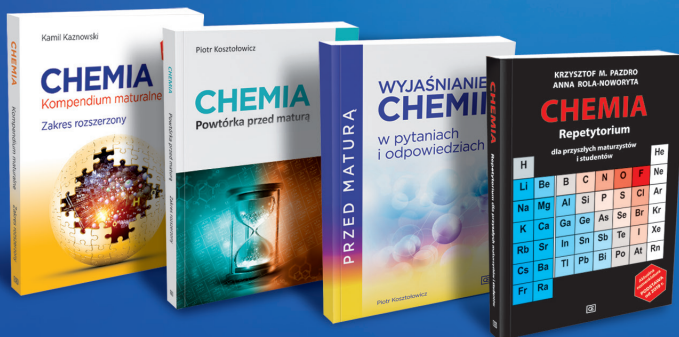
etap 2.

ZADANIA MATURALNE



etap 3.

POWTÓRKA PRZED MATURĄ



etap 4.

PRÓBNE ARKUSZE

