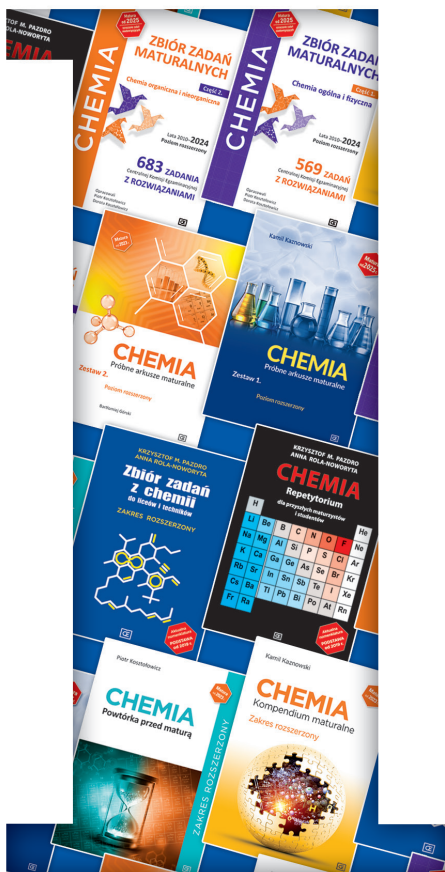


Chemia

Informator Matura 2025



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, gostyniński, makowski, miński, ostrołęcki, Ostrołęka, ostrowski, Płock, płocki, płoński, przasnyski, sierpecki, żuromiński
Podlaski
Warmińsko-Mazurski
Pomorski (wschód)
Powiaty: gdański, kwidziński, 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 2025.

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



www.pazdro.com.pl

Spis treści

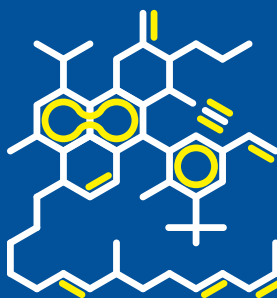
Zbiór zadań z chemii do liceów i techników. Zakres rozszerzony	2
Chemia. Kompendium maturalne	4
Chemia. Zbiór zadań typu maturalnego.	12
Chemia. Próbne arkusze maturalne. Zestaw 1. (<i>Matura od 2025 r.</i>)	21
Chemia. Próbne arkusze maturalne. Zestaw 2. (<i>Matura od 2023 r.</i>)	21
Chemia. Zbiór zadań maturalnych CKE. Część 1.	29
Chemia. Zbiór zadań maturalnych CKE. Część 2.	39
Chemia. Powtórka przed maturą (wydanie zmienione i uzupełnione)	40
Chemia. Repetytorium dla przyszłych maturzystów i studentów	54
Przed maturą. Wyjaśnianie chemii w pytaniach i odpowiedziach	63

KRZYSZTOF M. PAZDRO
ANNA ROLA-NOWORYTA

Zbiór zadań z chemii

do liceów i techników

ZAKRES ROZSZERZONY



format 165 x 235 mm,
stron 468

Aktualna
nomenklatura
PODSTAWA
od 2019 r.

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 TABELE

TABELE UZUPEŁNIAJĄCE

ODPOWIEDZI

SKOROWIDZ (polsko-angielski)

TABLICE – Układy okresowe

WSTĘP

do wydania 2023

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

Obecne, kolejne 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.

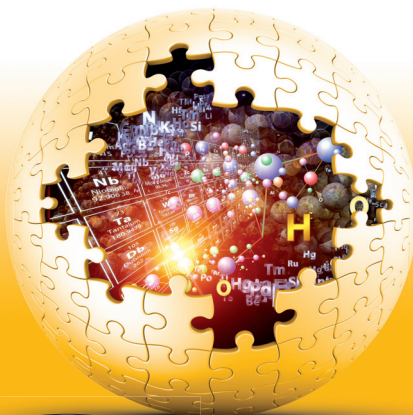
Kamil Kaznowski

Matura
od 2023 r.

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

Droży Uczniowie!

Trzymacie w ręku *Kompendium*, które zostało przygotowane z myślą o osobach przygotowujących się do matury z chemii na poziomie rozszerzonym. Zagadnienia w nim zawarte obejmują wszystkie treści *podstawy programowej* w zakresie rozszerzonym, która obowiązuje od 2019 r. Pierwsi absolwenci nowego liceum już w roku 2023 przystąpią do egzaminu maturalnego z chemii według nowych zasad.

Na co należy zwrócić uwagę? Pamiętajcie, że jeśli Wasza nauka w liceum rozpoczęła się w 2019 lub w 2020 roku, to na egzaminie maturalnym będą Was obowiązywać tzw. *wymagania egzaminacyjne*, które zawierają nieznacznie mniej treści niż ujęte w *podstawie programowej*. Nauczyciele zrealizują na lekcjach cały zakres materiału, ale nie wszystkie treści trzeba będzie powtórzyć przed egzaminem maturalnym. Warto zapytać swoich nauczycieli o te treści, które nie zostały ujęte w *wymaganiach egzaminacyjnych* na rok 2023 i 2024.

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

Powtarzając materiał 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^+).

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.

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

Wydawca

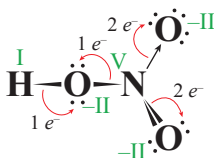
7. Elektrochemia

7.1. Stopień utlenienia atomu pierwiastka

Pojęcie **wartościowości** pierwiastka, które wprowadza się na lekcji chemii już w szkole podstawowej, określa liczbę wiązań, które tworzy atom tego pierwiastka **łącząc się z innym atomem**. Jest to pojęcie, które inaczej interpretuje się w przypadku wiązań jonowych, a inaczej w przypadku struktur kowalencyjnych. Z tego powodu we współczesnej chemii stosuje się pojęcie **stopnia utlenienia** atomu pierwiastka, które jest bardziej uniwersalne.

Stopień utlenienia atomu pierwiastka jest to *ładunek*, jaki istniałby na atomie tego pierwiastka przy założeniu, że wszystkie wiązania w drobinie są jonowe.

Ze względu na to, że dla związków o budowie kowalencyjnej czysto hipotetycznie przyjmuje się jonowość struktury, stopień utlenienia atomu pierwiastka można oszacować na podstawie analizy kierunku polaryzacji wiązań. Na przykład dla kwasu azotowego(V):



Analiza:

- pojedyncze wiązanie kowalencyjne składa się z dwóch elektronów; zakładamy, że elektron pochodzący od atomu pierwiastka o mniejszej elektroujemności jest „oddawany” na rzecz atomu o większej elektroujemności,
- atom pierwiastka o mniejszej elektroujemności, w wyniku „oddania” jednego elektronu, zyskuje cząstkowy ładunek +1, a atom pierwiastka o większej elektroujemności, w wyniku „przyjęcia” jednego elektronu, zyskuje cząstkowy ładunek -1,
- oszacowane sumarycznie ładunki cząstkowe przekładają się na stopnie utlenienia pierwiastków. Należy wiedzieć, że szacowanie stopni utlenienia atomów pierwiastków najczęściej nie wymaga pracochłonnej analizy struktur elektronowych drobin (jak powyżej). Wystarczy zapoznać się z podstawowymi regułami wyznaczania stopni utlenienia.

Podstawowe reguły wyznaczania stopni utlenienia atomów pierwiastków.

1. Stopień utlenienia atomu pierwiastka w stanie wolnym jest równy 0. Dotyczy to także pierwiastków, które tworzą cząsteczki, np. H_2 , O_2 , N_2 , P_4 , S_8 .
2. Stopień utlenienia litowców w związkach chemicznych zawsze wynosi +I.
3. Stopień utlenienia berylowców w związkach chemicznych zawsze wynosi +II.
4. Stopień utlenienia tlenu w związkach chemicznych najczęściej wynosi -II. Są jednak wyjątki:

-II	-I	-½	+II
$H-\ddot{O}-H$	$Na^+ [\ddot{O}-\ddot{O}]^{2-} Na^+$	$K^+ [\ddot{O}-\ddot{O}]^-$	$:\ddot{F}-\ddot{O}-\ddot{F}:$
występuje w większości związków chemicznych	występuje tylko w nadtlenukach	występuje tylko w ponadtlenkach	występuje tylko we fluorku tlenu

5. Stopień utlenienia wodoru w związkach chemicznych najczęściej wynosi +I. Są jednak wyjątki:

+I	-I
$\text{H}-\ddot{\text{O}}-\text{H}$	$\text{Na}^+ [\text{H}]^-$
występuje w większości związków chemicznych	występuje tylko w wodorkach metali aktywnych

6. Stopień utlenienia jonu prostego jest równy ładunkowi tego jonu:

Na^+	Ca^{2+}	Al^{3+}	N^{3-}	S^{2-}	Cl^-
+I	+II	+III	-III	-II	-I

7. Stopnie utlenienia w związku chemicznym i w jonie złożonym:

Związek chemiczny	Jon złożony
Suma stopni utlenienia atomów pierwiastków wchodzących w skład związku chemicznego jest zawsze równa zero.	Suma stopni utlenienia atomów pierwiastków wchodzących w skład jonu złożonego jest zawsze równa ładunkowi tego jonu.
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ $4 \cdot \text{I} + 2x + 7 \cdot (-\text{II}) = 0$ $x = 5$ stopień utlenienia fosforu to +V	IO_6^{5-} $x + 6 \cdot (-\text{II}) = -5$ $x = 7$ stopień utlenienia jodu to +VII

8. Stopień utlenienia atomu węgla w związku organicznym.

Suma stopni utlenienia atomów, wchodzących w skład każdej grupy atomów otaczających atom węgla, wynosi 0.

1. grupa atomów: $x + 3 \cdot \text{I} = 0$ $x = -3$ [węgiel jest na -III stopniu utlenienia]	2. grupa atomów: $x + 2 \cdot \text{I} = 0$ $x = -2$ [węgiel jest na -II stopniu utlenienia]	3. grupa atomów: $x + 3 \cdot \text{I} + (-\text{II}) = 0$ $x = -1$ [węgiel jest na -I stopniu utlenienia]

9. Stopień utlenienia heteroatomu w związku organicznym:

Atom azotu w grupie aminowej $-\text{NH}_2$ jest na -III stopniu utlenienia. Dlaczego? Jest on połączony wiązaniami pojedynczymi z trzema atomami pierwiastków o mniejszej od	Atom azotu w grupie nitrowej $-\text{NO}_2$ jest na +III stopniu utlenienia. Dlaczego? „Oddaje” on po 2 elektrony na rzecz bardziej elektroujemnych od siebie atomów tlenu, ale

siebie elektroujemności. Azot „ściąga” więc na siebie po jednym elektronie od swoich trzech sąsiadów, zyskując przy tym cząstkowy ładunek -3 .

jednocześnie „przyjmuje” jeden elektron od mniej elektroujemnego atomu węgla, zyskując przy tym sumarycznie cząstkowy ładunek $+3$.

Czy stopnie utlenienia pierwiastków można przewidzieć?

Na podstawie konfiguracji elektronowej pierwiastka można przewidzieć jego najwyższy i/lub jego najniższy stopień utlenienia. Wymaga to jednak założenia, że pierwiastek, wchodząc w skład związku chemicznego, osiąga konfigurację gazu szlachetnego. Tak jest często w przypadku pierwiastków bloku *s* i *p*.

- **Metale** charakteryzują się najniższą elektroujemnością, dlatego wchodząc w skład związków chemicznych najczęściej oddają swoje elektrony walencyjne, przyjmując przy tym dodatnie stopnie utlenienia. Dla metali bloku *d* z grup 8. do 12. przewidywanie stopni utlenienia nie jest proste.

Konfiguracja elektronowa skrócona	Liczba elektronów walencyjnych	Najwyższy stopień utlenienia
$_{11}\text{Na}: [\text{}_{10}\text{Ne}] 3s^1$	1	+I
$_{20}\text{Ca}: [\text{}_{18}\text{Ar}] 4s^2$	2	+II
$_{24}\text{Cr}: [\text{}_{18}\text{Ar}] 4s^1 3d^5$	6	+VI
$_{50}\text{Sn}: [\text{}_{36}\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^2$	4	+IV

- **Niemetale** charakteryzują się najwyższą elektroujemnością, dlatego mogą przyjmować elektrony, zyskując ujemne stopnie utlenienia. Mogą również oddawać elektrony, przyjmując przy tym dodatnie stopnie utlenienia.

Konfiguracja elektronowa skrócona	Liczba elektronów walencyjnych	Najwyższy stopień utlenienia	Najniższy stopień utlenienia
$_{6}\text{C}: [\text{}_{2}\text{He}] 2s^2 2p^2$	4	+IV	-IV
$_{7}\text{N}: [\text{}_{2}\text{He}] 2s^2 2p^3$	5	+V	-III
$_{16}\text{S}: [\text{}_{10}\text{Ne}] 3s^2 2p^4$	6	+VI	-II
$_{35}\text{Br}: [\text{}_{18}\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$	7	+VII	-I

7.2. Reakcje utleniania-redukcji, czyli reakcje redoks

Niektórym reakcjom chemicznym towarzyszy zmiana stopni utlenienia atomów pierwiastków.

Reakcje utleniania-redukcji (redoks) to reakcje, w których zmieniają się stopnie utlenienia atomów pierwiastków. Zmiana stopni utlenienia jest spowodowana przepływem elektronów pomiędzy atomami pierwiastków biorącymi udział w reakcji.

Pod pojęciem reakcji redoks, kryją się dwa procesy – **utleniania** i **redukcji** – które wzajemnie od siebie zależą.

Utlenianie jest to proces, który polega na *podwyższaniu stopnia utlenienia* przez atomy danego pierwiastka. Dzieje się tak w wyniku oddawania elektronów przez te atomy.

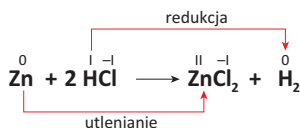
Redukcja jest to proces, który polega na *obniżaniu stopnia utlenienia* przez atomy danego pierwiastka. Dzieje się tak w wyniku przyjmowania elektronów przez te atomy.

Drobinom, które biorą udział w reakcji redoks przypisuje się funkcje **utleniacza** i **reduktora**.

Utleniacz jest to substancja, która przyjmując elektrony, ulega redukcji, utleniając przy tym obecny w reakcji reduktor.

Reduktor jest to substancja, która oddając elektrony, ulega utlenieniu, redukując przy tym obecny w reakcji utleniacz.

Schemat reakcji redoks:



Analiza zmian stopni utlenienia poszczególnych pierwiastków, które uczestniczą w powyższej reakcji, prowadzi do wniosków:

- cynk się utlenia, ponieważ zwiększa się jego stopień utlenienia (jest reduktorem),
- wodór redukuje się, ponieważ zmniejsza się jego stopień utlenienia (jest utleniaczem).

Jakie warunki musi spełniać atom, aby mógł pełnić funkcję utleniacza lub reduktora?

- **Utleniaczem** może być substancja, w której atom pierwiastka nie występuje na swoim najniższym stopniu utlenienia, np. jon siarczanowy(VI) SO_4^{2-} , jon azotanowy(V) NO_3^- , jon manganianowy(VII) MnO_4^- , jon dichromianowy(VI) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, jon żelaza(III) Fe^{3+} , jon cyny(IV) Sn^{4+} .
- **Reduktorem** może być substancja, w której atom pierwiastka nie występuje na swoim najwyższym stopniu utlenienia, np. jon chlorkowy Cl^- , jon siarczkowy S^{2-} , magnez Mg, glin Al.
- **Utleniaczem i reduktorem** może być substancja, w której atom pierwiastka występuje na swoim pośrednim stopniu utlenienia, np. jon azotanowy(III) NO_2^- , jon siarczanowy(IV) SO_3^{2-} , siarka S, tlen O_2 , nadtlenek wodoru H_2O_2 , jon żelaza(II) Fe^{2+} .

Wykonanie bilansu elektronowego lub bilansu elektronowo-jonowego reakcji redoks pozwala na dobranie współczynników stechiometrycznych w reakcjach, które są zbyt trudne do zbilansowania.

Bilans elektronowy reakcji redoks

Wykonując bilans elektronowy reakcji redoks należy zapisać procesy redukcji i utleniania w postaci równań połówkowych, z uwzględnieniem pojedynczych atomów pierwiastka, i wyrównać zmiany stopnia odpowiednią liczbą elektronów. Następnie należy wyrównać liczbę przepływających elektronów w obu procesach – elektrony, które się uwalniają w procesie utleniania prowadzą do zajścia procesu redukcji. Uzyskane liczby należy przenieść do równania w postaci odpowiednich współczynników stechiometrycznych.

Przykład 1.

$\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$		
Redukcja:	$\text{O}_2^0 + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{O}^{-\text{II}}$	/ × 5
Utlenianie:	$\text{N}^{-\text{III}} \rightarrow \text{N}^{+\text{II}} + 5\text{e}^-$	/ × 4
$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$		

Bilans elektronowo-jonowy reakcji redoks

Wykonując bilans elektronowo-jonowy reakcji redoks należy zapisać procesy redukcji i utleniania w postaci równań połówkowych, z uwzględnieniem całych drobin w których skład wchodzi atomy pierwiastków zmieniających stopnie utlenienia, a następnie wyrównać te zmiany odpowiednią liczbą elektronów.

Pojawiające się w równaniu jony, np. H^+ , H_3O^+ , OH^- można wykorzystać do wyrównania ładunków po obu stronach równań połówkowych. Inne cząsteczki, np. H_2O , można wykorzystać do wyrównania liczby atomów po obu stronach równań połówkowych.

Następnie należy wyrównać liczbę elektronów przepływających w obu procesach – elektrony, które się uwalniają w procesie utleniania, prowadzą do zajęcia procesu redukcji. Uzyskane liczby należy przenieść do równania w postaci odpowiednich współczynników stechiometrycznych.

Przykład 2.

$P_4 + Cu^{2+} + H_2O \rightarrow Cu + H_3PO_4 + H^+$		
Redukcja:	$\overset{+II}{Cu^{2+}} + 2 e^- \rightarrow \overset{0}{Cu}$	/ $\times 10$
Utlenianie:	$\overset{0}{P_4} + 16 H_2O \rightarrow 4 \overset{+V}{H_3PO_4} + 20 e^- + 20 H^+$	/ $\times 1$
$P_4 + 10 Cu^{2+} + 16 H_2O \rightarrow 10 Cu + 4 H_3PO_4 + 20 H^+$		

Przykład 3.

$Si + OH^- + H_2O \rightarrow SiO_3^{2-} + H_2$		
Redukcja:	$2 \overset{+I}{H_2O} + 2 e^- \rightarrow \overset{0}{H_2} + 2 OH^-$	/ $\times 2$
Utlenianie:	$\overset{0}{Si} + 6 OH^- \rightarrow \overset{+IV}{SiO_3^{2-}} + 4 e^- + 3 H_2O$	/ $\times 1$
$Si + 2 OH^- + H_2O \rightarrow SiO_3^{2-} + 2 H_2$		

Przykład 4.

$CH_3OH + UO_2^{2+} + H_3O^+ \rightarrow HCHO + U^{4+} + H_2O$		
Redukcja:	$\overset{+VI}{UO_2^{2+}} + 2 e^- + 4 \overset{+IV}{H_3O^+} \rightarrow \overset{+IV}{U^{4+}} + 6 H_2O$	/ $\times 1$
Utlenianie:	$\overset{-II}{CH_3OH} + 2 H_2O \rightarrow \overset{0}{HCHO} + 2 e^- + 2 H_3O^+$	/ $\times 1$
$CH_3OH + UO_2^{2+} + 2 H_3O^+ \rightarrow HCHO + U^{4+} + 4 H_2O$		

Reakcja dysproporcjonowania jest to reakcja redoks, w której atomy tego samego pierwiastka na danym stopniu utlenienia ulegają utlenieniu i redukcji, podwyższając lub zmniejszając stopnie utlenienia, i przechodzą na dwa różne stopnie.

Przykład 5.

$\text{H}^+ + \text{ClO}_3^- \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$		
Redukcja:	$\overset{+V}{\text{ClO}_3^-} + \text{e}^- + 2 \text{H}^+ \rightarrow \overset{+IV}{\text{ClO}_2} + \text{H}_2\text{O}$	/ × 2
Utlenianie:	$\overset{+V}{\text{ClO}_3^-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \overset{+VII}{\text{ClO}_4^-} + 2 \text{e}^- + 2 \text{H}^+$	/ × 1
$2 \text{H}^+ + 3 \text{ClO}_3^- \rightarrow 2 \text{ClO}_2 + \text{ClO}_4^- + \text{H}_2\text{O}$		

Reakcja synproporcjonowania jest to reakcja redoks, w której atomy tego samego pierwiastka na dwóch różnych stopniach utlenienia ulegają utlenieniu lub redukcji, podwyższając lub zmniejszając stopnie utlenienia, i przechodzą na jeden, ten sam stopień.

Przykład 6.

$\text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_3^- + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$		
Redukcja:	$2 \overset{+V}{\text{ClO}_3^-} + 10 \text{e}^- + 12 \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow \overset{0}{\text{Cl}_2} + 18 \text{H}_2\text{O}$	/ × 1
Utlenianie:	$2 \overset{-I}{\text{Cl}^-} \rightarrow \overset{0}{\text{Cl}_2} + 2 \text{e}^-$	/ × 5
$12 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{ClO}_3^- + 10 \text{Cl}^- \rightarrow 6 \text{Cl}_2 + 18 \text{H}_2\text{O}$		

W szczególnych przypadkach reakcji redoks może się zdarzyć, że redukcji (lub utlenieniu) ulegają atomy więcej niż jednego pierwiastka.

Przykład 7.

$\text{Cr} + \text{H}^+ + \text{O}_2 \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2 + \text{H}_2\text{O}$		
Redukcja:	$2 \overset{+I}{\text{H}^+} + 2 \text{e}^- \rightarrow \overset{0}{\text{H}_2}$	/ × 1
	$\overset{0}{\text{O}_2} + 4 \text{e}^- + 4 \text{H}^+ \rightarrow \overset{-II}{2 \text{H}_2\text{O}}$	
Utlenianie:	$\overset{0}{\text{Cr}} \rightarrow \overset{+III}{\text{Cr}^{3+}} + 3 \text{e}^-$	/ × 2
$2 \text{Cr} + 6 \text{H}^+ + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + \text{H}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$		

Znajomość stopni utlenienia atomów pierwiastka nie jest niezbędna, żeby poprawnie zapisać bilans elektronowo-jonowy reakcji redoks. Aby wykonać bilans, bez użycia stopni utlenienia atomów pierwiastków, należy odwrócić kolejność wykonywanych czynności. Zaczynamy od wyrównania liczby atomów po obu stronach równania połówkowego, posługując się odpowiednimi drobinami, np. H^+ , H_3O^+ , OH^- , H_2O , a następnie wyrównujemy ładunek obu stron równania odpowiednią liczbą elektronów.

W sprzedaży
– do wyczerpania nakładu

Kamil Kaznowski

CHEMIA

Zbiór zadań typu maturalnego

Część 1.

Chemia ogólna i nieorganiczna



CHEMIA Zbiór zadań typu maturalnego. Zakres rozszerzony. Część 1. Chemia ogólna i nieorganiczna

format 205 x 292 mm,
stron 232

Kamil Kaznowski

CHEMIA

Zbiór zadań typu maturalnego

Część 2.

Chemia organiczna



Matura
od 2023

format 205 x 292 mm,
stron 144

MATURA
od 2025
oznaczenie zadań
nieobowiązkowych

Kamil Kaznowski

CHEMIA

Zbiór zadań typu maturalnego

POZIOM ROZSZERZONY

NOWOŚĆ



Sprawdź dostępność na
www.pazdro.com.pl



1100 zadań z odpowiedziami

format 205 x 292 mm,
stron 368

Spis treści

Wstęp	4
-------------	---

ZADANIA

1. Budowa atomu i promieniotwórczość	5
2. Struktura i geometria drobin złożonych	16
3. Stechiometria	35
4. Roztwory, koloidy i zawiesiny	42
5. Efekt energetyczny, szybkość i wydajność reakcji chemicznej	55
6. Chemia roztworów wodnych	87
7. Elektrochemia	121
8. Chemia pierwiastków i związków nieorganicznych	145
9. Węglowodory	193
10. Alkohole i fenole	214
11. Aldehydy i ketony	224
12. Kwasy karboksylowe i ich sole	234
13. Estry	247
14. Aminy i amidy	255
15. Izomeria optyczna	269
16. Aminokwasy, peptydy i białka	276
17. Sacharydy	285

Odpowiedzi

1. Budowa atomu i promieniotwórczość	297
2. Struktura i geometria drobin złożonych	299
3. Stechiometria	303
4. Roztwory, koloidy i zawiesiny	305
5. Efekt energetyczny, szybkość i wydajność reakcji chemicznej	306
6. Chemia roztworów wodnych	311
7. Elektrochemia	317
8. Chemia pierwiastków i związków nieorganicznych	320
9. Węglowodory	329
10. Alkohole i fenole	336
11. Aldehydy i ketony	339
12. Kwasy karboksylowe i ich sole	343
13. Estry	346
14. Aminy i amidy	349
15. Izomeria optyczna	353
16. Aminokwasy, peptydy i białka	355
17. Sacharydy	358

Tablice uzupełniające	361
-----------------------------	-----

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*, wydanym przez Oficynę Edukacyjną * Krzysztof Pazdro. Warto potraktować obie publikacje jako nierozłączne i po powtórzeniu materiału w nim zawartym, dobrze byłoby go przeciwżyć, 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 utrzymywać 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!

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 cm³ i gęstości 0,85 g·cm⁻³, który zawiera 8% masowych etanolu C₂H₅OH. Skorzystaj z informacji, z której wynika, że spalanie 1 mola etanolu pozwala uzyskać 1320 kJ energii, a 1 cal = 4,2 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 kJ·mol⁻¹.

Oblicz, ile kilokalorii energii dostarcza organizmowi jedno jabłko przy założeniu, że kaloryczność tego owocu wynika tylko ze spalania fruktozy C₆H₁₂O₆. Wynik podaj z dokładnością do liczby całkowitej. *Uwaga: 1 cal = 4,2 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.

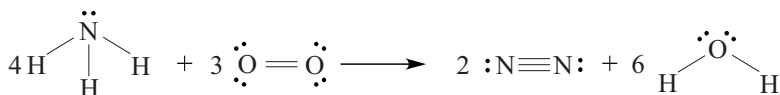
Efekt energetyczny procesów spalania węglowodorów, w odniesieniu do 1 mola spalanego związku:

**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 $[\Delta H < 0]$.

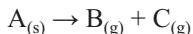
Oblicz efekt termiczny reakcji $[\Delta H_r]$ niekatalitycznego spalania amoniaku w tlenie. Należy skorzystać ze strukturalnego zapisu równania reakcji i tabeli energii wiązań:



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:



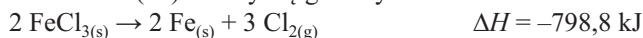
W celu przeprowadzenia reakcji, z otoczenia do układu dostarczono 55 kJ energii na sposób ciepła i stwierdzono, że układ wykonał pracę na otoczeniu wynoszącą 75 kJ.

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)

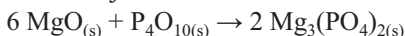
W reakcji rozkładu chlorku żelaza(III) tworzy się gazowy chlor i metaliczne żelazo:



- 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:

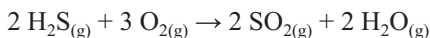


Ustal kierunek przekazywania energii w trakcie tej reakcji (z otoczenia do układu lub z układu do otoczenia) i oblicz zmianę entalpii reakcji syntezy 2½ mola ortofosforanu(V) magnezu z odpowiednich tlenków, wiedząc, że standardowe entalpie trzech innych reakcji przyjmują następujące wartości:

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

 Zadanie 18. (0–2)

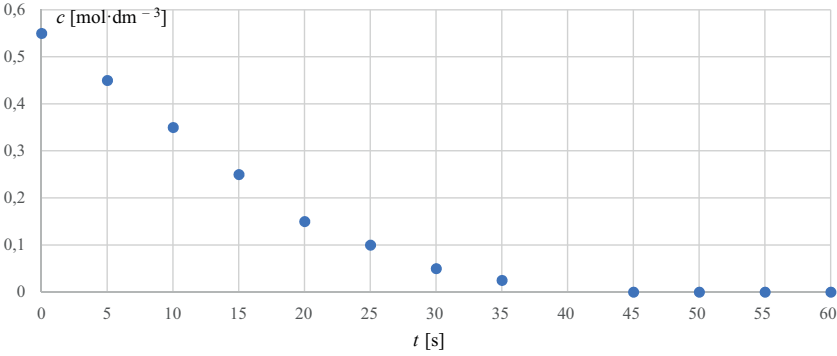
Spalanie siarkowodoru w tlenie prowadzi do powstania tlenku siarki(IV) i pary wodnej. Przebieg reakcji ilustruje równanie:



Oblicz, ile energii wydzieli 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:

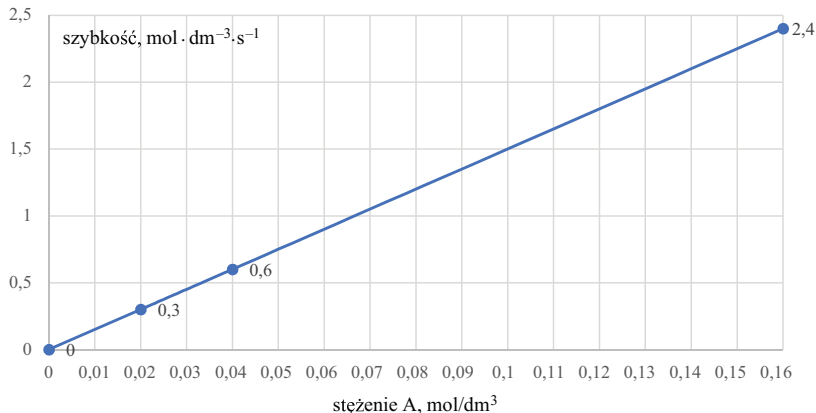
- $\text{H}_{2(g)} + \text{S}_{(s)} \rightarrow \text{H}_2\text{S}_{(g)} \quad \Delta H_1 = -20,6 \text{ kJ}$
- $\text{SO}_{2(g)} \rightarrow \text{S}_{(s)} + \text{O}_{2(g)} \quad \Delta H_2 = +296,8 \text{ kJ}$
- $\text{H}_2\text{O}_{(g)} \rightarrow \text{H}_{2(g)} + \frac{1}{2} \text{O}_{2(g)} \quad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

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 against time t in seconds on the x-axis. The y-axis ranges from 0 to 0.6 with major grid lines every 0.1. The x-axis ranges from 0 to 60 with major grid lines every 5 units. Data points are plotted at intervals of 5 seconds, showing a smooth exponential decay curve starting at $c \approx 0.55$ at $t=0$ and reaching 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

Kamil Kaznowski

Matura
od 2025 r.

NOWOŚĆ



CHEMIA

Próbne arkusze maturalne

Zestaw 1.

Poziom rozszerzony



format 205 x 292 mm,
stron 192



CHEMIA

Próbne arkusze maturalne

Zestaw 2.

Poziom rozszerzony

Bartłomiej Górski



format 205 x 292 mm,
stron 184

Spis treści (zestaw 1)

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

Maturzysto, Maturzystko,

przygotowaliśmy dla Was najnowszy zestaw *Próbnych arkuszy maturalnych z chemii* na poziomie rozszerzonym. Składa się on z sześciu arkuszy, opracowanych zgodnie z wytycznymi i wymaganiami CKE, przedstawionymi w *Informatorze o egzaminie maturalnym z chemii od roku szkolnego 2024/2025*.

Ten zestaw, jako pierwszy z serii, jest dostosowany do treści nowej, skróconej podstawy programowej obowiązującej **od czerwca 2024 roku**. Planujemy wydać jeszcze trzy takie zestawy – w każdym roku kolejny.

Oferujemy również *Zestaw 2. Próbnych arkuszy maturalnych*, dostosowanych do *Wymagań egzaminacyjnych* na maturach w latach 2023 i 2024. Jest on w pełni przydatny do sprawdzania swoich umiejętności przed kolejną maturą.

Do wszystkich zadań w obu zestawach podano poprawne odpowiedzi.

Życzymy powodzenia na maturze!

Wydawca

Arkusz próbny nr 1

Zadanie 1.

Atom pewnego pierwiastka o symbolu umownym X ma osiem elektronów, które opisywane są za pomocą pobocznej liczby kwantowej $l = 0$, oraz czterokrotnie mniejszą liczbę elektronów opisywanych przez poboczną liczbę kwantową $l = 2$.

Zadanie 1.1. (0-1)

Uzupełnij tabelę, podając informacje dotyczące zidentyfikowanego pierwiastka X.

Symbol pierwiastka X	Walencyjny fragment konfiguracji elektronowej atomu pierwiastka X	Wzór tlenku pierwiastka X na jego najwyższym stopniu utlenienia

Zadanie 1.2. (0-1)

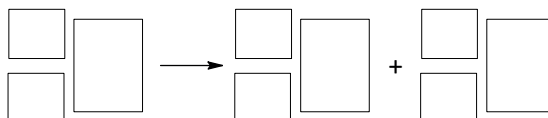
Podaj wartości głównej i pobocznej liczby kwantowej, które opisują stan jednego z niesparowanych elektronów walencyjnych.

Główna liczba kwantowa n	Poboczna liczba kwantowa l

Zadanie 1.3. (0-1)

Jeden ze sztucznie otrzymanych izotopów pierwiastka chemicznego X opisywany jest za pomocą liczby masowej, której wartość jest równa liczbie atomowej itru.

Napisz równanie przemiany jądrowej, której ulega izotop pierwiastka X, wiedząc, że przemiana ta jest efektem rozpadu protonu w jądrze tego izotopu.



Zadanie 1.4. (0-1)

Pierwiastek chemiczny X wchodzi w skład licznych soli, w których występuje najczęściej w postaci jonów prostych na różnych stopniach utlenienia.

Jon prosty pierwiastka X na najniższym parzystym stopniu utlenienia tworzy sole, które w wodnych roztworach o niskiej wartościach pH ulegają utlenieniu do jonów prostych, w których atom tego pierwiastka nie przyjmuje swojego najwyższego stopnia utlenienia.

Zapisz jonowe skrócone równanie reakcji, która zachodzi w wodnym roztworze soli pierwiastka X na swoim najniższym, parzystym stopniu utlenienia w wodnym roztworze o $\text{pH} < 7$.

Zadanie 2. (0-2)

Cząsteczka pewnego związku organicznego zbudowana jest z dziewięciu atomów węgla. O związku tym wiadomo, że:

- poddanie go działaniu mieszaniny nitrującej prowadzi do powstania mieszaniny produktów organicznych o barwie żółtej,
- daje pozytywny wynik próby Tollensa,
- odbarwia wodę bromową,
- występuje w postaci izomerów geometrycznych,
- wszystkim walencyjnym orbitalom atomów węgla przypisuje się ten sam stan hybrydyzacji.

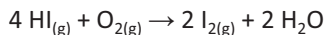
Ustal wzór półstrukturalny (grupowy) lub uproszczony związku organicznego, o którym mowa w treści zadania, a następnie uzupełnij tabelę dotyczącą budowy cząsteczki tego związku.

Wzór związku organicznego

Wzór sumaryczny	Liczba wiązań σ	Liczba niezdelokalizowanych wiązań π	Liczba zdelokalizowanych elektronów π	Typ hybrydyzacji walencyjnych orbitali atomów węgla

Zadanie 3.

Przebieg reakcji spalania jodowodoru w tlenie przedstawia zapis równania reakcji:



Po zbadaniu mechanizmu przebiegu tej reakcji stwierdzono, że jest to złożony proces wieloetapowy, którego przebieg ilustrują równania reakcji:

Etap 1:	$\text{HI}_{(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow \text{HIO}_{2(\text{g})}$	t_1	k_1
Etap 2:	$\text{HI}_{(\text{g})} + \text{HIO}_{2(\text{g})} \rightarrow 2 \text{HIO}_{(\text{g})}$	t_2	k_2
Etap 3:	$\text{HI}_{(\text{g})} + \text{HIO}_{(\text{g})} \rightarrow \text{I}_{2(\text{g})} + \text{H}_2\text{O}$	t_3	k_3

Uwaga: t_x to czasy trwania poszczególnych etapów reakcji, a k_x to stałe szybkości poszczególnych etapów tej reakcji.

Zadanie 3.1. (0-1)

Zapisz równanie kinetyczne reakcji spalania jodowodoru w tlenie, wiedząc, że czas trwania etapu pierwszego jest znacząco dłuższy od sumy czasów trwania etapów 2. i 3.

Zadanie 3.2. (0-1)

Oblicz stałą szybkości etapu limitującego przebieg reakcji spalania jodowodoru w tlenie, wiedząc, że początkowa szybkość reakcji wynosi $0,0825 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot \text{s}^{-1}$, a początkowe stężenia reagentów reakcji wynoszą, odpowiednio, $[\text{O}_2] = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ oraz $[\text{HI}] = 0,7 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Obliczenia:

Zadanie 4. (0-1)

W temperaturze 5 °C przeprowadzono pewną reakcję chemiczną i stwierdzono, że jej szybkość wynosi $5 \mu\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}\cdot\text{s}^{-1}$. Po przeprowadzeniu tej samej reakcji w temperaturze 45 °C stwierdzono, że jej szybkość wynosi $405 \mu\text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}\cdot\text{s}^{-1}$.

Podaj treść reguły van't Hoffa dla reakcji, o której mowa w treści zadania.

.....

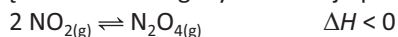
.....

.....

.....

Zadanie 5.

Tlenek azotu(IV) jest tlenkiem o budowie rodnikowej, w którego cząsteczce atom azotu nie uzyskuje oktetu elektronowego. Rodnikowa budowa cząsteczki tego tlenku jest powodem jego dimeryzacji. W układzie ustala się stan równowagi dynamicznej opisany równaniem:

**Zadanie 5.1.** (0-1)

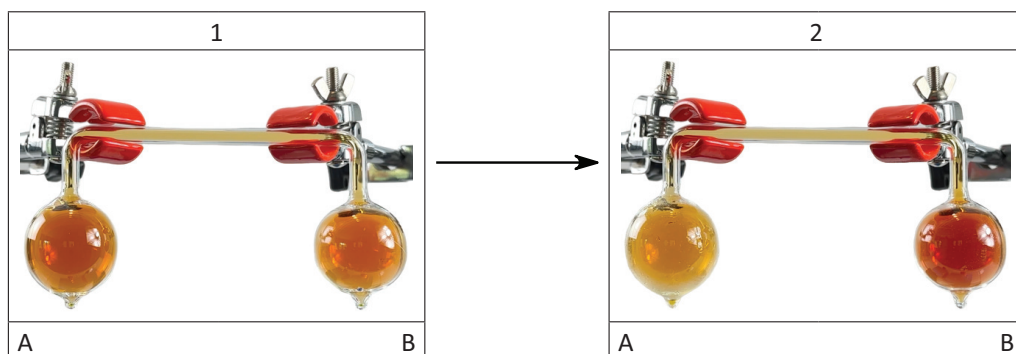
Przedstaw kreskowo-kropkowy wzór elektronowy cząsteczki tlenku azotu(IV). W zapisie uwzględnij obecność wolnych par elektronowych oraz niesparowanego elektronu.

Zadanie 5.2. (0-1)

W dwóch połączonych szklanych bańkach umieszczono porcję tlenku azotu(IV). Układ utrzymywano w temperaturze pokojowej, a jego stan przedstawiono na fotografii 1.

W celu zbadania wpływu temperatury na położenie stanu równowagi procesu dimeryzacji, bańki A i B zostały jednocześnie zanurzone na kilka minut w dwóch zlewkach z wodą, w któ-

rych temperatury znacząco się różniły. Zaobserwowano zmiany, które zostały zilustrowane za pomocą fotografii 2.



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

- 1) Proces dimeryzacji monomeru tlenku azotu(IV) jest procesem **egzotermicznym / endotermicznym**, a proces monomeryzacji dimeru tlenku azotu(IV) jest procesem **egzotermicznym / endotermicznym**.
- 2) Bańka A została zanurzona w zlewce z **zimną wodą / gorącą wodą**, natomiast bańka B została zanurzona w zlewce z **zimną wodą / gorącą wodą**.
- 3) Stężenie monomeru w bańce A na fotografii 1. jest **mniejsze / większe** niż stężenie monomeru w bańce A na fotografii 2.
- 4) Stężenie dimeru w bańce B na fotografii 1. jest **mniejsze / większe** niż stężenie dimeru w bańce B na fotografii 2.

Zadanie 5.3. (0-1)

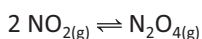
Na podstawie wyników przeprowadzonego doświadczenia sformułowano dwa wnioski (odrębne dla każdej bańki).

Oceń prawdziwość dwóch wniosków, zakreślając *prawda* lub *fałsz* pod każdym z nich.

Wniosek 1.	Wniosek 2.
Po zanurzeniu bańki A w zlewce z wodą o odpowiedniej temperaturze i uzyskaniu rezultatu przedstawionego na fotografii 2. można stwierdzić, że stan równowagi dla reakcji, opisanej równaniem w informacji wprowadzającej do zadania, przesunął się w prawo. Stężeniowa stała równowagi reakcji dimeryzacji zwiększyła się.	Po zanurzeniu bańki B w zlewce z wodą o odpowiedniej temperaturze i uzyskaniu rezultatu przedstawionego na fotografii 2. można stwierdzić, że stan równowagi dla reakcji, opisanej równaniem w informacji wprowadzającej do zadania, przesunął się w lewo. Stężeniowa stała równowagi reakcji monomeryzacji zwiększyła się.
prawda / fałsz	prawda / fałsz

Zadanie 5.4. (0-2)

W układzie zamkniętym o stałej objętości 4 dm³ umieszczono 2 mole dimeru tlenku azotu(IV). Układ utrzymywano w temperaturze 130 °C aż do ustalenia się stanu równowagi reakcji opisanej równaniem:



$$K_c = 0,5 \quad (T = 130 \text{ } ^\circ\text{C})$$

Oblicz skład mieszaniny równowagowej reakcji, w gramach. Wyniki podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

Rozwiązania i odpowiedzi

Arkusz nr 1

Zadanie 1.1. (0-1)

Symbol pierwiastka X	Walencyjny fragment konfiguracji elektronowej atomu pierwiastka X	Wzór tlenku pierwiastka X na jego najwyższym stopniu utlenienia
Ti	$4s^2 3d^2$ lub $3d^2 4s^2$	TiO_2

Uwaga:

Każdy błąd powoduje utratę punktu.

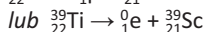
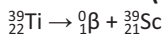
Zadanie 1.2. (0-1)

Główna liczba kwantowa n	Poboczna liczba kwantowa l
3	2

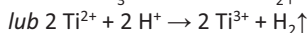
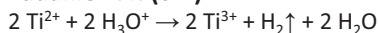
Uwaga:

Każdy błąd powoduje utratę punktu.

Zadanie 1.3. (0-1)



Zadanie 1.4. (0-1)



Zadanie 2. (0-2)

Wzór związku organicznego (0-1):

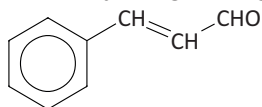


tabela (0-1):

Wzór sumaryczny	Liczba wiązań σ	Liczba niezdelokalizowanych wiązań π	Liczba zdelokalizowanych elektronów π	Typ hybrydyzacji walencyjnych orbitali atomów węgla
$\text{C}_9\text{H}_8\text{O}$	18	2	6	sp^2

Uwaga:

Każdy błąd powoduje utratę punktu.

Zadanie 3.1. (0-1)

$$\nu = k_1 \cdot [\text{HI}] \cdot [\text{O}_2]$$

Zadanie 3.2. (0-1)

$$\nu = k_1 \cdot [\text{HI}] \cdot [\text{O}_2] \rightarrow k_1 = \frac{\nu}{[\text{HI}] \cdot [\text{O}_2]}$$

$$k_1 = \frac{0,0825 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}}{0,15 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,7 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}} = 0,786 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{s}}$$

Uwaga:

- 1 punkt za poprawną metodę i wynik z poprawną jednostką.
- Należy odjąć 1 punkt za niepoprawną jednostkę.

- Należy odjąć 1 punkt za błąd rachunkowy (przy poprawnej metodzie).
- Niekompletna metoda (niedokończone zadanie) oznacza przyznanie 0 punktów.

Zadanie 4. (0-1)

Zwiększenie temperatury w układzie o 10 °C powoduje trzykrotny wzrost szybkości reakcji.

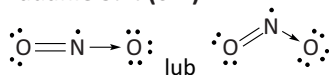
Dodatkowe wyjaśnienie dla osoby rozwiązującej arkusz (nie podlega ocenie):

5 °C	15 °C	25 °C	35 °C	45 °C
5 μmol·dm ⁻³ ·s ⁻¹	15 μmol·dm ⁻³ ·s ⁻¹	45 μmol·dm ⁻³ ·s ⁻¹	135 μmol·dm ⁻³ ·s ⁻¹	405 μmol·dm ⁻³ ·s ⁻¹

lub

$$\Delta T = 40$$

$$405 = 5 \cdot Q^{\frac{40}{10}} \rightarrow Q^4 = 81 \rightarrow Q = \sqrt[4]{81} = 3$$

Zadanie 5.1. (0-1)**Zadanie 5.2. (0-1)**

- 1) Proces dimeryzacji monomeru tlenku azotu(IV) jest procesem egzotermicznym, a proces monomeryzacji dimeru tlenku azotu(IV) jest procesem endotermicznym.
- 2) Bańka A została zanurzona w zlewce z zimną wodą, natomiast bańka B została zanurzona w zlewce z gorącą wodą.
- 3) Stężenie monomeru w bańce A na fotografii 1. jest większe niż stężenie monomeru w bańce A na fotografii 2.
- 4) Stężenie dimeru w bańce B na fotografii 1. jest większe niż stężenie dimeru w bańce B na fotografii 2.

Zadanie 5.3. (0-1)

Wniosek 1: prawda

Wniosek 2: prawda

Zadanie 5.4. (0-2)

$$c_0 \text{ N}_2\text{O}_4 = \frac{n_s}{V_r} = \frac{2 \text{ mole}}{4 \text{ dm}^3} = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

	c_0	Δ	c_R
NO ₂	–	2x	2x
N ₂ O ₄	0,5	x	0,5 – x

$$K = \frac{[\text{N}_2\text{O}_4]}{[\text{NO}_2]^2} \rightarrow 0,5 = \frac{0,5-x}{(2x)^2} \rightarrow 4x^2 = 2 \cdot (0,5-x) \rightarrow 4x^2 = 1 - 2x$$

$$4x^2 + 2x - 1 = 0$$

$$\Delta = 20 \rightarrow \sqrt{\Delta} = 4,47$$

$$x_1 = -0,809 \text{ (brak sensu chemicznego)}$$

$$x_2 = 0,309$$

$c_R \text{ N}_2\text{O}_4 = 0,5 - x = 0,191 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ $n_R \text{ N}_2\text{O}_4 = c_R \cdot V = 0,191 \cdot 4 = 0,764 \text{ mola}$ $M \text{ N}_2\text{O}_4 = 92 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ 92 g 1 mol x 0,764 mola $x = 70,29 \text{ g N}_2\text{O}_4$	$c_R \text{ NO}_2 = 2x = 0,618 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ $n_R \text{ NO}_2 = c_R \cdot V = 0,618 \cdot 4 = 2,472 \text{ mola}$ $M \text{ NO}_2 = 46 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ 46 g 1 mol x 2,472 mola $x = 113,71 \text{ g NO}_2$
---	---

Skład mieszaniny równowagowej: 70,29 g N₂O₄ oraz 113,71 g NO₂



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
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 14 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 2010–2024. 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 2023 i 2024 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

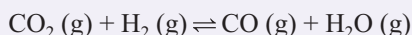
Tę reakcję prowadzono w zamkniętym reaktorze i po pewnym czasie w układzie reakcyjnym ustaliła się równowaga.

Odczytaj w tablicy wartość standardowej molowej entalpii tworzenia HCl i oceń prawdziwość poniższych zdań. Zaznacz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.

1.	Podwyższenie temperatury (w warunkach izobarycznych) skutkuje wzrostem wydajności tworzenia chlorowodoru.	P	F
2.	Zmiana ciśnienia (w warunkach izotermicznych) nie wpływa na wydajność tworzenia chlorowodoru.	P	F

Informacja do zadań 8.64.–8.65.

Reakcja tlenku węgla(IV) z wodorem przebiega zgodnie z równaniem:



W tabeli przedstawiono wartości stężeniowej stałej równowagi K_c tej reakcji w wybranych temperaturach.

Temperatura, K	400	600	800	1000
Stała równowagi	$6,47 \cdot 10^{-4}$	$3,54 \cdot 10^{-2}$	$2,37 \cdot 10^{-1}$	$6,97 \cdot 10^{-1}$

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 2013.

Zadanie 8.64. [CKE, matura/formuła 2023, czerwiec 2024, zad. 8. (1 pkt)]

Rozstrzygnij, czy reakcja tlenku węgla(IV) z wodorem jest procesem endoenergetycznym. Odpowiedź uzasadnij.

Zadanie 8.65. [CKE, matura/formuła 2023, czerwiec 2024, zad. 9. (2 pkt)]

Do reaktora o stałej pojemności wprowadzono 10 moli tlenku węgla(IV) i 5,0 moli wodoru. Reaktor zamknięto i w temperaturze 800 K zainicjowano reakcję. Po pewnym czasie układ osiągnął stan równowagi.

Oblicz stosunek molowy tlenku węgla(IV) do wodoru w reaktorze po ustaleniu się stanu równowagi w temperaturze 800 K.

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:

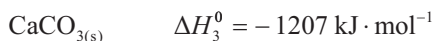
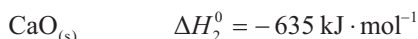
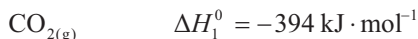


a) Określ, czy reakcja syntezy amoniaku jest egzotermiczna, czy endotermiczna.

b) Ustal wartość standardowej entalpii tworzenia amoniaku.

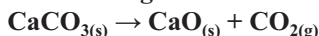
Zadanie 9.2. [CKE, matura, maj 2012, zad. 7. (2 pkt)]

Poniżej podano wartości standardowej entalpii tworzenia trzech związków chemicznych.



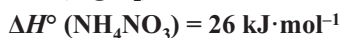
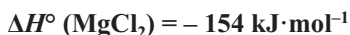
Na podstawie: K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007

Korzystając z powyższych danych, oblicz wartość entalpii ΔH_x° 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 probówki I wprowadzono pewną liczbę moli soli A, a do probówki II – taką samą liczbę moli soli B. Stwierdzono, że w probówce I powstały roztwór jest cieplejszy od użytej wody destylowanej, natomiast zawartość probówki 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:



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.

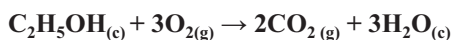
 Zadanie 9.5. [CKE, matura, czerwiec 2013, zad. 31. (2 pkt)]

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

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° , 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.

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

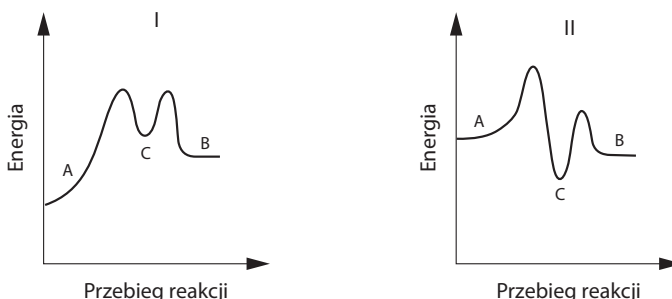
Na podstawie: Witold Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 1997.

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

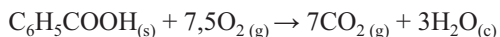
Pewien proces, w którym związek A zostaje przekształcony w związek B, przebiega w dwóch etapach.

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

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 benzooesowego opisanej równaniem:



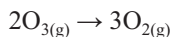
$\Delta_{sp} H_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}}^0 = -3227 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Standardowa entalpia tworzenia wody w ciekłym stanie skupienia ma wartość $\Delta_{tw} H_{\text{H}_2\text{O}}^0 = -286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, a standardowa entalpia tworzenia gazowego tlenku węgla(IV)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

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

Na podstawie powyższych danych oblicz standardową entalpię tworzenia kwasu benzooesowego w stałym stanie skupienia $\Delta_{tw} H_x^0$. Wynik podaj w zaokrągleniu do jedności.

**Zadanie 9.10.** [CKE, matura/stara formuła, czerwiec 2015, zad. 7. (1 pkt)]

Entalpia reakcji przebiegającej zgodnie z równaniem:



jest równa $\Delta H^\circ = -285 \text{ kJ}$.

Na podstawie: M. Sienko, R. Plane, *Chemia*, Warszawa 1996.

I. Określ, czy przemiana opisana równaniem jest egzotermiczna, czy endotermiczna.

II. Napisz wzór tej odmiany alotropowej tlenu, która jest trwalsza.

III. Podaj wartość (z jednostką) standardowej entalpii tworzenia ozonu.

Zadanie 9.11. [CKE, matura/nowa formuła, maj 2016, zad. 21. (2 pkt)]

W celu zbadania efektu cieplnego reakcji chemicznych przeprowadzono cztery doświadczenia oznaczone numerami I–IV. Mieszano po 100 cm^3 wodnych roztworów substancji, wymienionych w odpowiednich wierszach tabeli, o stężeniu molowym $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ i o początkowej temperaturze równej 25°C . Następnie zmierzono temperaturę każdej z otrzymanych mieszanin.

Numer doświadczenia	Substancja rozpuszczona w 1. roztworze	Substancja rozpuszczona w 2. roztworze
I	chlorek baru	siarczan(VI) sodu
II	chlorowodór	wodorotlenek potasu
III	wodorotlenek baru	kwas siarkowy(VI)
IV	kwas azotowy(V)	wodorotlenek sodu

Zaobserwowano, że w każdym doświadczeniu temperatura uzyskanych mieszanin była wyższa niż temperatura użytych roztworów i że przyrost temperatury ΔT w niektórych doświadczeniach był taki sam.

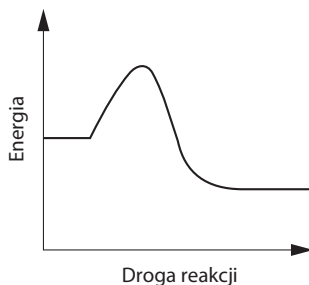
I. Napisz w formie jonowej równanie reakcji ilustrujące przemiany, które dokonały się podczas doświadczenia oznaczonego numerem III.

II. Napisz numery wszystkich doświadczeń, w których zaobserwowany wzrost temperatury ΔT był jednakowy.

Zadanie 9.12. [CKE, matura/stara formuła, czerwiec 2016, zad. 8. (2 pkt)]

Na poniższym wykresie przedstawiono zmiany energii układu podczas pewnej reakcji.

I. Zaznacz na wykresie energię aktywacji zachodzącego procesu (E_a) oraz zmianę entalpii tej reakcji (ΔH).



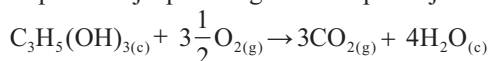
II. Uzupełnij zdania – wpisz typ procesu opisanego w podpunkcie I. ze względu na efekt energetyczny (zdanie 1.) i podkreśl odpowiednie wyrażenie dotyczące zmiany entalpii tej reakcji (zdanie 2.).

- Na wykresie przedstawiono zmiany energii układu podczas reakcji.....
- Zmianę entalpii opisanego procesu przedstawia nierówność ($\Delta H < 0$ / $\Delta H > 0$).



Zadanie 9.13. [CKE, matura/stara formuła, maj 2017, zad. 23. (2 pkt)]

Standardowa molowa entalpia reakcji spalania glicerolu opisanego równaniem:



wynosi $\Delta_{\text{sp}} H_{\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3}^0 = -1655 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Standardowa entalpia tworzenia wody w ciekłym stanie skupienia $\Delta_{\text{tw}} H_{\text{H}_2\text{O}}^0 = -286 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$, a standardowa entalpia tworzenia gazowego tlenku węgla (IV) $\Delta_{\text{tw}} H_{\text{CO}_2}^0 = -394 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

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

Na podstawie powyższych danych oblicz standardową entalpię tworzenia glicerolu w ciekłym stanie skupienia $\Delta_{\text{tw}} H_x^0$.

 **Zadanie 9.14.** [CKE, matura/stara formuła, maj 2019, zad. 17. (3 pkt).]

W tabeli podano wartości standardowej entalpii spalania metanu, wodoru i węgla.

	$\Delta_{\text{sp}}H^{\circ}$, kJ·mol ⁻¹
metan*	-891
węgiel	-394
wodór*	-286

*Produktem spalania jest woda ciekła.

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 2003.

Oblicz standardową entalpię tworzenia metanu. Oceń, czy poprawne jest twierdzenie, że w reakcji syntezy metanu z pierwiastków produkt ma energię wyższą od substratów. Uzasadnij swoją ocenę.

Elektrochemia

Zadanie 9.15. [CKE, matura, maj 2010, zad. 18. (2 pkt)]

W poniższej tabeli przedstawiono równania reakcji elektrodowych oraz odpowiadające im wartości potencjałów standardowych dwóch półogniwi redoks, tworzących tzw. ogniwo nikłowo-kadmowe.

Równanie reakcji elektrodowej	Potencjał standardowy, V
$\text{Cd}(\text{OH})_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd} + 2\text{OH}^-$	$E^{\circ} = -0,81$
$\text{NiO}(\text{OH}) + \text{H}_2\text{O} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ni}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	$E^{\circ} = +0,52$

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 2003.

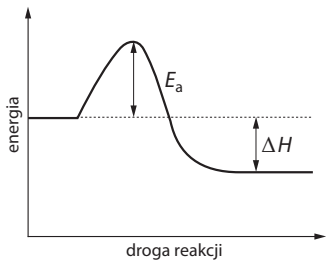
- Korzystając z podanych informacji, napisz sumaryczne równanie reakcji, która zachodzi w pracującym ogniwie nikłowo-kadmowym.
- Oblicz siłę elektromotoryczną (SEM) tego ogniwa w warunkach standardowych.

Informacja do zadań 9.16.–9.17.

Wilgotne powietrze stanowi środowisko korozyjne, w którym metalowe przedmioty narażone są na zniszczenie. Metale można chronić przed korozją przez powlekanie ich powierzchni innymi metalami. Jeżeli w tym celu zastosuje się metal o potencjale większym od potencjału metalu chronionego (powłoka katodowa), pełne zabezpieczenie uzyskuje się tylko wówczas, gdy powłoka jest całkowicie szczelna. Jeżeli natomiast zastosuje się powłokę wykonaną z metalu o potencjale mniejszym od potencjału metalu chronionego (powłoka anodowa), jej uszkodzenie nie powoduje korozji metalu podłoża. O charakterze danej powłoki metalicznej na stali można wnioskować, porównując wartości standardowych potencjałów odpowiednich elektrod (typu Me/Me^{n+}).

9. Termochemia, energetyka chemiczna, elektrochemia

Nr zadania	Rozwiązania i odpowiedzi	Liczba punktów
9.1.	a) egzotermiczna b) $\Delta H_{rw}^0 = -0,5 \cdot 91,88 = -45,94 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	2
9.2.	Molowa entalpia reakcji rozkładu CaCO_3 wynosi: $\Delta H = \Delta H_1^0 + \Delta H_2^0 - \Delta H_3^0$ $\Delta H = [-394 + (-635) - (-1207)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta H = 178 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $n_{\text{CaCO}_3} = \frac{m_{\text{CaCO}_3}}{M_{\text{CaCO}_3}}$ $n_{\text{CaCO}_3} = \frac{50 \text{ g}}{100 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,5 \text{ mola}$ $\Delta H_x^0 = n_{\text{CaCO}_3} \cdot \Delta H$ $\Delta H_x^0 = 0,5 \text{ mol} \cdot 178 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 89 \text{ kJ}$	2
9.3.	W probówce I otrzymano roztwór MgCl_2	1
9.4.	Q oznacza ciepło wydzielone w wyniku spalania. Dla etenu: $Q_{\text{C}_2\text{H}_4} = n_{\text{C}_2\text{H}_4} \Delta_{sp} H^0 = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_4}}{M_{\text{C}_2\text{H}_4}} \Delta_{sp} H^0$ $Q_{\text{C}_2\text{H}_4} = \frac{20 \text{ g}}{28 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 1411,2 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 1008 \text{ kJ}$ Dla etynu: $Q_{\text{C}_2\text{H}_2} = n_{\text{C}_2\text{H}_2} \Delta_{sp} H^0 = \frac{m_{\text{C}_2\text{H}_2}}{M_{\text{C}_2\text{H}_2}} \Delta_{sp} H^0$ $Q_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{20 \text{ g}}{26 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} \cdot 1301,1 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = 1001 \text{ kJ}$ Spalenie 20 g etenu powoduje wydzielenie większej energii niż spalenie 20 g etynu.	2
9.5.	$\Delta_{sp} H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}^0 = 3\Delta_{rw} H_{\text{H}_2\text{O}}^0 + 2\Delta_{rw} H_{\text{CO}_2}^0 - (\Delta_{rw} H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}^0 + 3\Delta_{rw} H_{\text{O}_2}^0)$ Przyjmując, że: $\Delta_{rw} H_{\text{O}_2}^0 = 0$ mamy: $\Delta_{sp} H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}^0 = [3 \cdot (-285,8) + 2 \cdot (-393,5) + 287,0] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta_{sp} H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}^0 = -1357,4 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	2
9.6.	$\Delta H_x^0 = -\Delta_{sp} H_{\text{C}_2\text{H}_6}^0 + \Delta_{sp} H_{\text{C}_2\text{H}_4}^0 + \Delta_{rw} H_{\text{H}_2\text{O}}^0$ $\Delta H_x^0 = [-(-1560,7) + (-1411,2) + (-285,8)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta H_x^0 = -136,3 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	2
9.7.	$\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}^0 = 3\Delta H_1^0 + 2\Delta H_2^0 - \Delta H_3^0$ $\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}^0 = [(-857,49) + (-787,02) + (1357,20)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta H_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}^0 = -287,31 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	2
9.8.	Opisaną przemianę poprawnie zilustrowano na wykresie II.	1
9.9.	$\Delta_{sp} H_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}}^0 = 3\Delta_{rw} H_{\text{H}_2\text{O}}^0 + 7\Delta_{rw} H_{\text{CO}_2}^0 - (\Delta_{rw} H_x^0 + 7,5\Delta_{rw} H_{\text{O}_2}^0)$ Przyjmując, że: $\Delta_{rw} H_{\text{O}_2}^0 = 0$	2

	mamy: $\Delta_{rx}H^0 = [3 \cdot (-286) + 7 \cdot (-394) - (-3227)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta_{rx}H^0 = -389 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	
9.10.	I. egzotermiczna II. O ₂ III. 142,5 kJ·mol ⁻¹	1
9.11.	I. Ba ²⁺ + SO ₄ ²⁻ + 2H ₃ O ⁺ + 2OH ⁻ → BaSO ₄ + 4H ₂ O II. II i IV	2
9.12.	I.  II. 1. egzoenergetycznej 2. ΔH < 0	2
9.13.	$\Delta_{sp}H^0_{\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3} = 3\Delta_{rx}H^0_{\text{CO}_2} + 4\Delta_{rx}H^0_{\text{H}_2\text{O}} - (\Delta_{rx}H^0_x + 3,5\Delta_{rx}H^0_{\text{O}_2})$ Entalpia tworzenia pierwiastków w warunkach standardowych traktowana jest jako równa 0, stąd: $\Delta_{sp}H^0_{\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3} = 3\Delta_{rx}H^0_{\text{CO}_2} + 4\Delta_{rx}H^0_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta_{rx}H^0_x$ ostatecznie: $\Delta_{rx}H^0_x = 3\Delta_{rx}H^0_{\text{CO}_2} + 4\Delta_{rx}H^0_{\text{H}_2\text{O}} - \Delta_{sp}H^0_{\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3}$ czyli $\Delta_{rx}H^0_x = [3 \cdot (-394) + 4 \cdot (-286) - (-1655)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Delta_{rx}H^0_x = -671 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	2
9.14.	1. CH ₄ (g) + 2O ₂ (g) → CO ₂ (g) + 2H ₂ O (g) 2. C (s) + O ₂ (g) → CO ₂ (g) 3. H ₂ (g) + 0,5O ₂ (g) → H ₂ O (g) $\Delta H = \Delta H_2 + 2\Delta H_3 - \Delta H_1$ $\Delta H = [-394 + 2 \cdot (-286) - (-891)] \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1} = -75 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ Twierdzenie jest fałszywe, bo w reakcji tworzenia metanu z pierwiastków energia na sposób ciepła przekazywana jest z układu do otoczenia, o czym świadczy ujemna wartość entalpii.	3
9.15.	a) Cd + 2Ni(OH) + 2H ₂ O → Cd(OH) ₂ + 2Ni(OH) ₂ b) SEM = 0,52 V - (-0,81 V) = 1,33 V	2
9.16.	Cynk	1
9.17.	Utleniania	1
9.18.	F, P, F	1
9.19.	Anoda: Cu → Cu ²⁺ + 2e ⁻ Ni → Ni ²⁺ + 2e ⁻ Katoda: Cu ²⁺ + 2e ⁻ → Cu	2
9.20.	Elektroda jest połączona z biegunem ujemnym	1
9.21.	K(-): 2H ₂ O + 2e ⁻ → H ₂ + 2OH ⁻ A(+): 2Cl ⁻ → Cl ₂ + 2e ⁻	1
9.22.	a) 2Fe ³⁺ + Sn ²⁺ → Sn ⁴⁺ + 2Fe ²⁺ b) Pt Sn ²⁺ , Sn ⁴⁺ Fe ²⁺ , Fe ³⁺ Pt c) SEM = 0,771 V - 0,151 V = 0,620 V	3



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

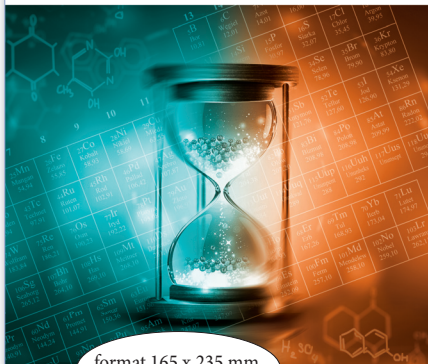
Piotr Kosztołowicz

Matura
od 2023

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. Mieszanki

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. Iloczyn 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 skrowidz.

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.

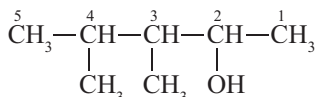
2. Nazewnictwo alkoholi

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

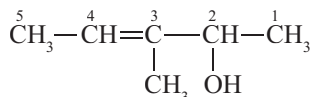
O kierunku numeracji atomów węgla w łańcuchu decyduje położenie grupy OH. Jest ono ważniejsze niż położenie podstawników i wiązań wielokrotnych. Zatem tworząc nazwę alkoholu należy:

- 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

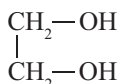


3-metylopent-3-en-2-ol

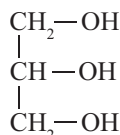
Alkohole, podobnie jak węglowodory, tworzą izomery. Izomeria alkoholi może być wynikiem różnic w budowie łańcucha węglowego i różnic w położeniu grupy hydroksylowej OH przy tym samym łańcuchu węglowym.

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.

$\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—O—CH}_2\text{—CH}_3$	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—O—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$
$M_r = 46 \text{ u}, T_w = -22^\circ\text{C}$	$M_r = 74 \text{ u}, T_w = 35^\circ\text{C}$	$M_r = 102 \text{ u}, T_w = 90^\circ\text{C}$
eter dimetylowy	eter dietylowy	eter dipropylowy
$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$
$M_r = 46 \text{ u}, T_w = 78,2^\circ\text{C}$	$M_r = 74 \text{ u}, T_w = 117^\circ\text{C}$	$M_r = 102 \text{ u}, T_w = 157^\circ\text{C}$
etanol	butan-1-ol	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:

$\text{CH}_3\text{—(CH}_2)_2\text{—CH}_2\text{—OH}$	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2)_3\text{—CH}_2\text{—OH}$	$\text{CH}_3\text{—(CH}_2)_4\text{—CH}_2\text{—OH}$
$S = 7,9 \text{ g}$	$S = 2,3 \text{ g}$	$S = 0,6 \text{ g}$
butan-1-ol	pentan-1-ol	heksan-1-ol

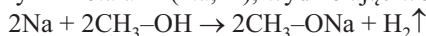
Rozpuszczalność S podano w g na 100 g wody.

5. Kwasowo-zasadowe właściwości alkoholi

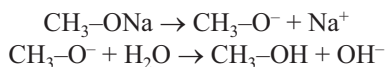
W znaczeniu definicji Arrheniusa, alkohole nie są ani kwasami, ani zasadami, bowiem:

- 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 alkoholánów 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:

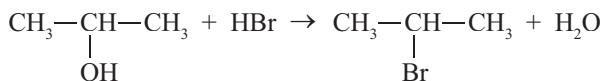


K jest iloczynem jonowym, przyjmującym taką samą formę, jak iloczyn jonowy dla reakcji autodysocjacji wody. Iloczyny jonowe alkoholi są jednak dużo niższe niż wynosi iloczyn jonowy wody.

6. Inne reakcje alkoholi

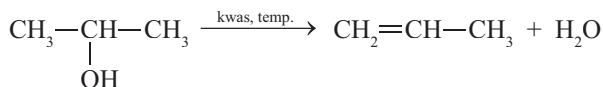
I. Reakcje z halogenowodorami

Alkohole reagują ze stężonymi roztworami halogenowodorów w reakcji substytucji nukleofilowej:

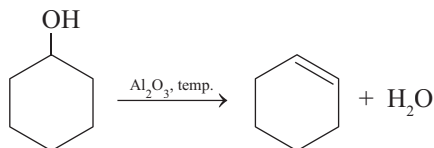
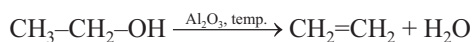


II. Reakcja dehydratacji (eliminacji wody)

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

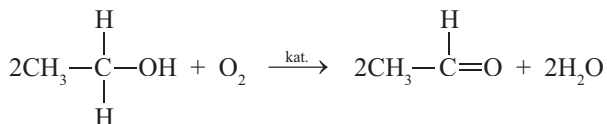


oraz:

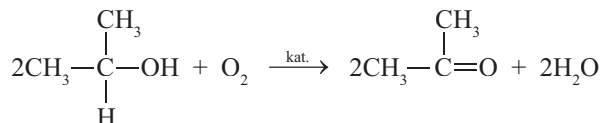


III. Utlenianie alkoholi

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



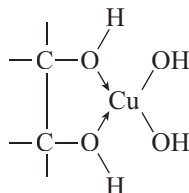
a II-rzędowe – do ketonów:



Akohole III-rzędowe są odporne na utlenianie.

IV. Wykrywanie alkoholi polihydroksylowych

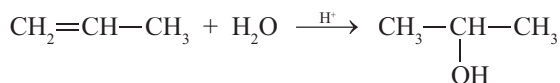
Alkohole polihydroksylowe, których cząsteczki zawierają grupy OH położone przy sąsiednich atomach węgla, ulegają charakterystycznej reakcji z wodorotlenkiem miedzi(II). W szczególności glicerol lub glikol etylenowy, wprowadzone do świeżo strąconego $\text{Cu}(\text{OH})_2$, roztwarzają osad i powodują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



7. Otrzymywanie alkoholi

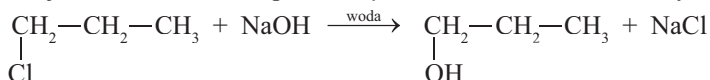
I. Addycja elektrofilowa

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



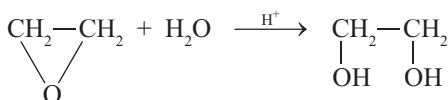
II. Substytucja nukleofilowa z udziałem jonu OH^-

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:



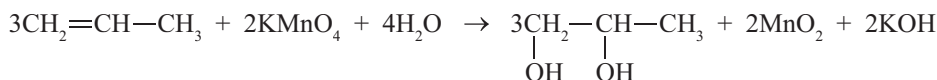
III. Hydroliza tlenku etylenu

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

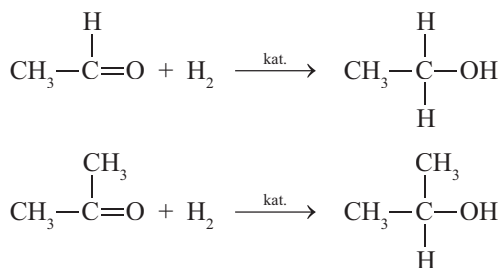
Alkeny odbarwiają roztwór KMnO_4 . W sprzyjających warunkach można w ten sposób otrzymać alkohol dihydroksylowy:



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-

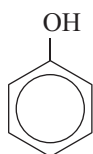
akcja addycji wodoru do wiązania C=O jest reakcją redukcji, gdyż w jej wyniku następuje obniżenie stopnia utlenienia atomu węgla:



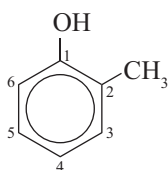
FENOLE

1. Podstawowe informacje o fenolach

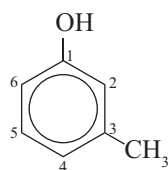
Fenole to związki, w których grupa hydroksylowa OH jest połączona bezpośrednio z pierścieniem aromatycznym. Oto przykłady fenoli:



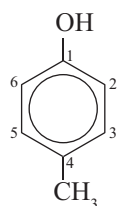
benzenol
(fenol)



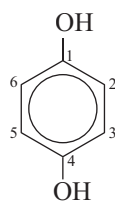
2-metylobenzenol
(*orto*-krezol)



3-metylobenzenol
(*meta*-krezol)



4-metylobenzenol
(*para*-krezol)

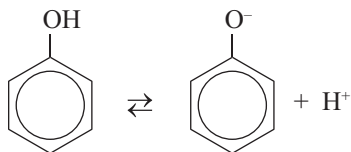


benzen-1,4-diol

W nazewnictwie fenoli atomy węgla numeruje się, zaczynając od atomu związanego z grupą hydroksylową i jednocześnie dąży się do tego, aby pierwszy podstawnik znalazł się przy atomie o jak najniższym numerze.

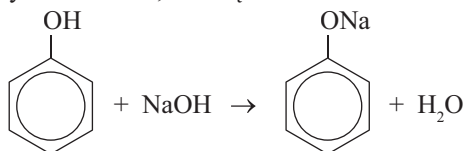
2. Właściwości kwasowo-zasadowe fenoli

Obecność pierścienia aromatycznego, połączonego bezpośrednio z grupą hydroksylową, jest odpowiedzialna za właściwości kwasowe fenoli. Grupa fenyłowa C₆H₅ wpływa na wzrost polaryzacji wiązania O–H i ułatwia dysocjację fenolu jako kwasu. Fenole ulegają więc w wodzie dysocjacji elektrolitycznej i wg definicji Arrheniusa są kwasami:

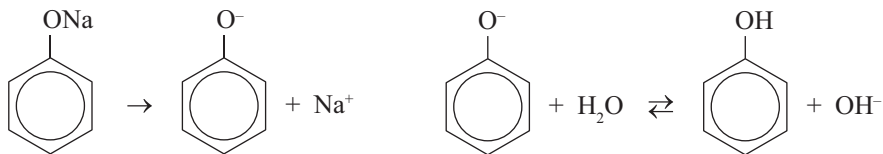


Są one słabymi kwasami, ale wyraźnie silniejszymi od alkoholi.

Fenole reagują z silnymi zasadami, tworząc sole zwane fenolanami:



Fenolany, jako sole bardzo słabych kwasów i mocnych zasad, ulegają hydrolizie zasadowej:

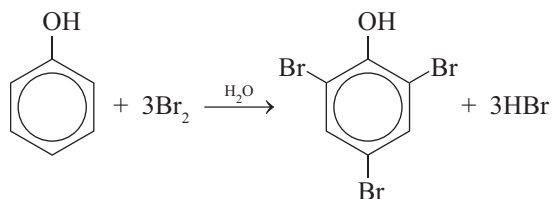


3. Reakcje fenoli zachodzące z udziałem pierścienia aromatycznego

Fenole ulegają typowym reakcjom podstawienia elektrofilowego w pierścieniu benzenowym. Grupa hydroksylowa jest grupą silnie aktywującą pierścień w takich reakcjach i kieruje kolejne podstawniki w położenie *orto* i *para*.

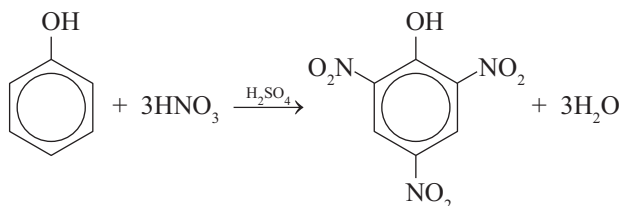
I. Fluorowcowanie fenolu

Fenol łatwo ulega reakcji z wodnym roztworem bromu, a reakcja prowadzi do podstawienia bromu we wszystkie aktywowane pozycje:



Aby otrzymać pochodne podstawione tylko w jednej pozycji, należy prowadzić bromowanie w rozpuszczalnikach niepolarnych.

II. Reakcja nitrowania fenolu stężonym kwasem azotowym(V) prowadzi do powstania kwasu pikrynowego:



Jeżeli nitrowanie prowadzi się rozcieńczonym kwasem w temperaturze 20°C, to powstaje mieszanina jednopodstawionych izomerów *orto* i *para*.

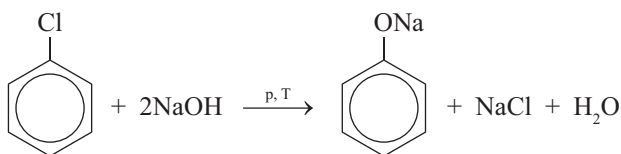
III. Wykrywanie fenoli

Fenole wykrywa się w reakcji z FeCl_3 . Jeżeli do próbki, zawierającej roztwór fenolu, wprowadzi się roztwór FeCl_3 , to pojawia się fioletowe zabarwienie na skutek powstającego kompleksu.

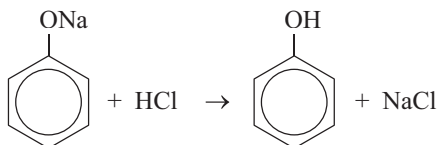
4. Otrzymywanie fenoli

Reakcja substytucji nukleofilowej z udziałem chlorobenzenu i NaOH

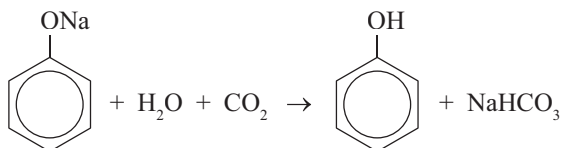
Chlorobenzen ulega reakcji podstawienia nukleofilowego w reakcji z wodnym roztworem NaOH, w temperaturze 360°C i pod ciśnieniem 30 MPa. Bezpośrednim produktem reakcji jest fenolan sodu:



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



lub



ZADANIA DO SAMODZIELNEGO ROZWIĄZANIA

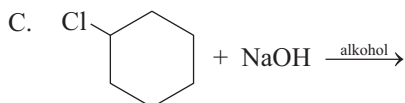
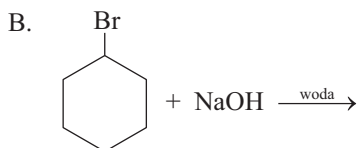
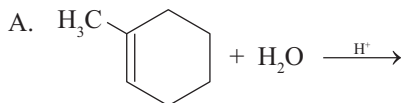
29.1. Dokończ równania reakcji chemicznych i nazwij ich produkty:

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

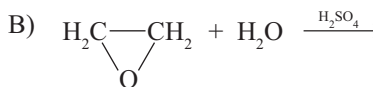
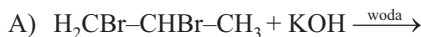
29.2. Dokończ równania reakcji chemicznych

- 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) $(\text{CH}_3)_2\text{CCl}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{KOH} \xrightarrow{\text{alkohol}}$

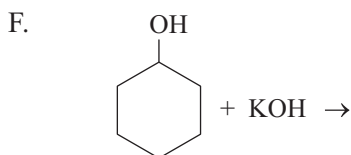
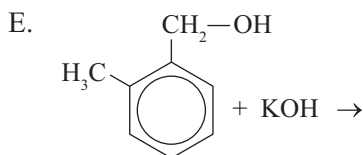
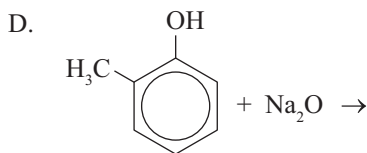
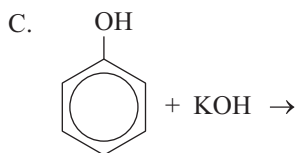
29.3. Dokończ równania reakcji i zapisz nazwy produktów organicznych:



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.

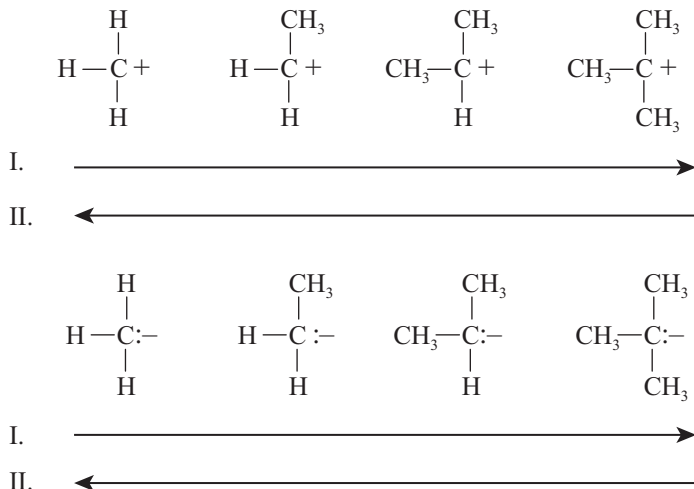
Informacja do zadań M.29.2. – M.29.4.

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

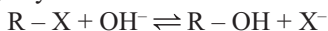
dodatniego, co stabilizuje układ. Trwałość karbokationów rośnie więc wraz z rzędowością atomu węgla, na którym pojawia się ładunek dodatni.

Zadanie M.29.2.

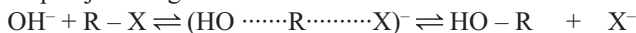
A. Wybierz strzałkę prawidłowo ukazującą wzrost trwałości nietrwałych cząstek tworzonych przez węgiel. Zakreśl odpowiednia cyfrę.



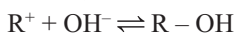
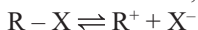
B. Proces powstawania alkoholi w wyniku reakcji substytucji nukleofilowej przebiega zgodnie z ogólnym równaniem:



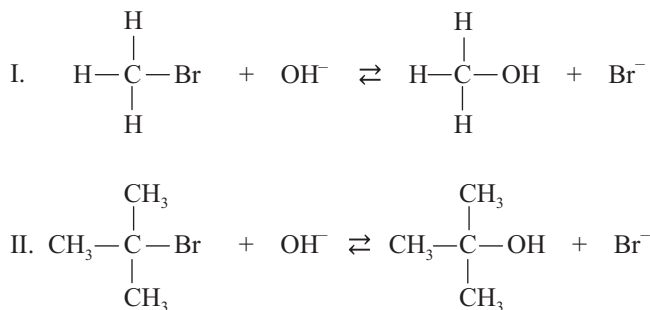
gdzie R, to grupa alkilowa, a X to atom fluorowca. Reakcja może przebiegać według dwóch mechanizmów. Mechanizm S_N2 zakłada jednoetapowy przebieg reakcji, z wytworzeniem kompleksu przejściowego:



Mechanizm S_N1 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:

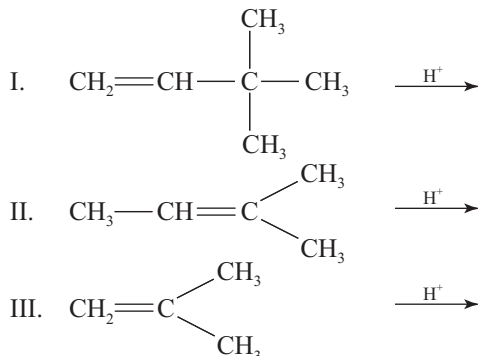


Przyporządkuj reakcjom I. i II. najbardziej prawdopodobny mechanizm, według którego zachodzą. Jako odpowiedź zapisz: S_N1 lub S_N2.

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.

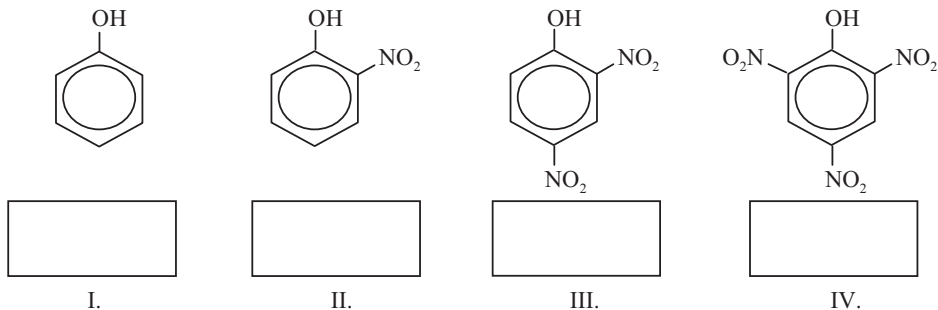
A. Napisz wzory najbardziej trwałych karbokationów, jakie powstają w wyniku procesów:



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:

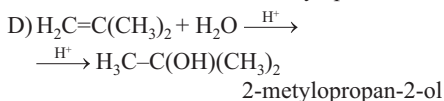
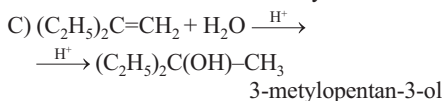
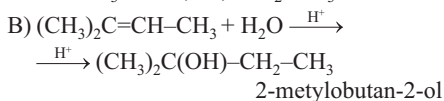
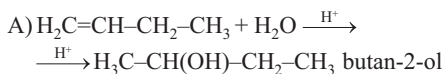
$5,6 \cdot 10^{-1}$ $6 \cdot 10^{-8}$ 10^{-10} 10^{-4}

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

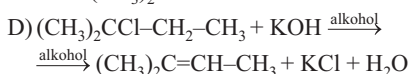
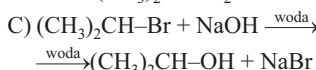
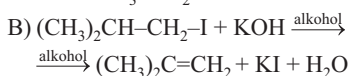
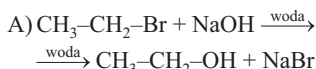
C. Oblicz pH roztworu o stężeniu $0,1 \text{ mol/dm}^3$ dla najsilniejszego kwasu spośród przedstawionych fenoli.

ROZDZIAŁ 29.

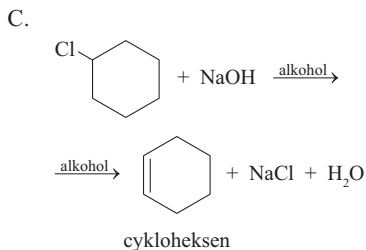
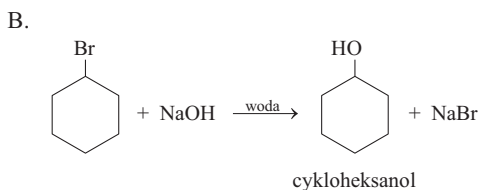
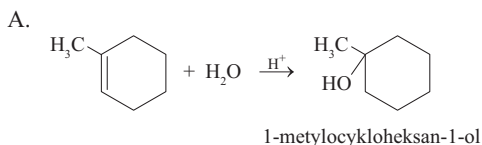
29.1.



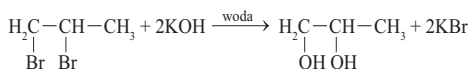
29.2.



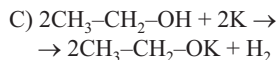
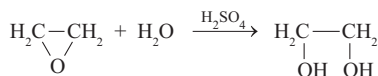
29.3.



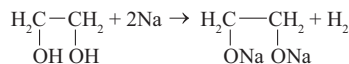
29.4. A)



B)



D)

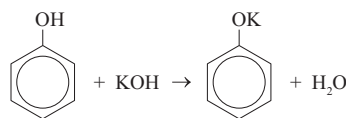


29.5.

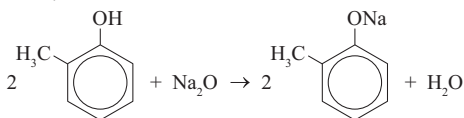
A. proces nie zachodzi

B. proces nie zachodzi

C.



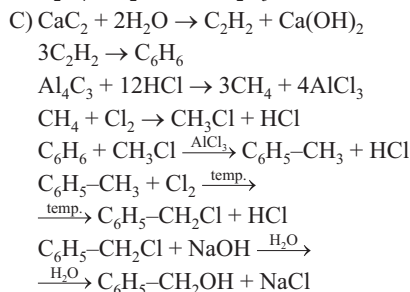
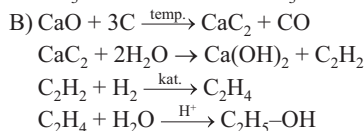
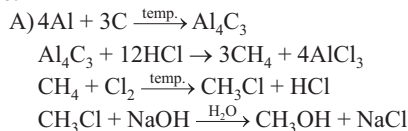
D.



E. proces nie zachodzi

F. proces nie zachodzi

29.6.



M.29.1.

A.

Ułamek molowy alkoholu – x. Skład molowy 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. - $5,6 \cdot 10^{-1}$

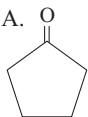
B. I. - 10^{-4} , II. - $1,67 \cdot 10^{-7}$, III. - 10^{-10} ,

IV. - $1,79 \cdot 10^{-14}$

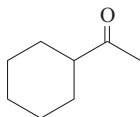
C. pH = 1,06

ROZDZIAŁ 30.

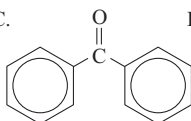
30.1. A.



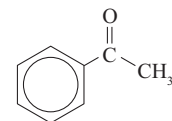
B.



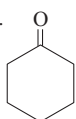
C.



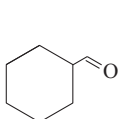
D.



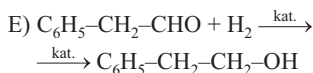
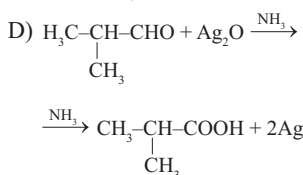
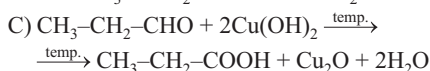
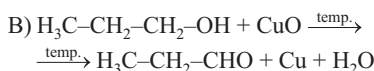
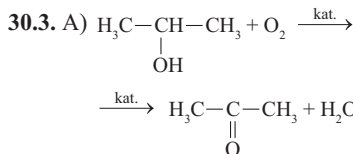
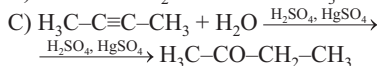
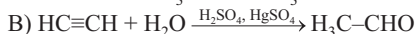
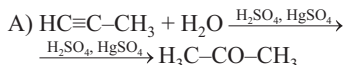
E.



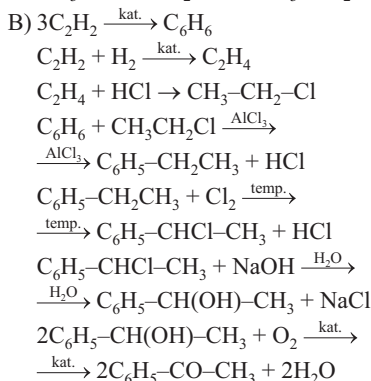
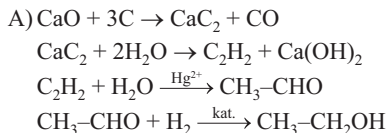
F.



30.2.

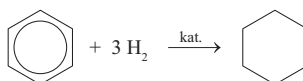


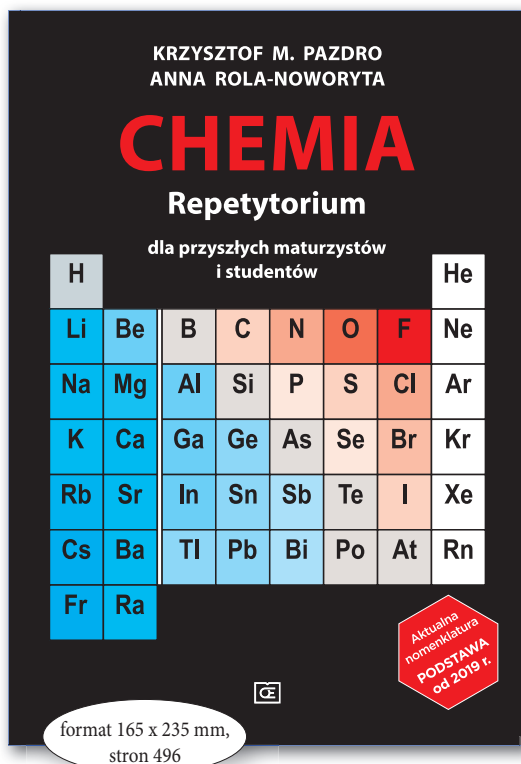
30.4.



30.5.

A)





Spis treści

Część I. CHEMIA OGÓLNA

Rozdział 0. Przypomnienie ważnych terminów poznanych w gimnazjum

Rozdział 1. Budowa materii

Rozdział 2. Stechiometria

Rozdział 3. Mieszanki

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 ORGANICZ- NYCH

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

Nie można nauczyć się chemii bez rozwiązywania zadań. Dlatego po większości paragrafów proponujemy rozwiązanie odpowiednich zadań ze zbioru K.M. Pazdry i A. Roli-Noworyty *Zbiór zadań z chemii do liceów i techników. Zakres rozszerzony* (wydanie nowe, zmienione i uzupełnione, 2023), zwanego w tej książce „Zbiorem...”. Na końcu „Zbioru...” są odpowiedzi do wszystkich zadań.

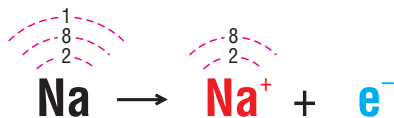
Na stronie internetowej wydawnictwa **www.pazdro.com.pl** – przy szczegółowym opisie *Repetitorium* oraz w STREFIE UCZNIA (Doświadczenia z chemii) – są dostępne filmowe wersje przykładowych doświadczeń, obejmujących czynności laboratoryjne opisane w części IV.

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:



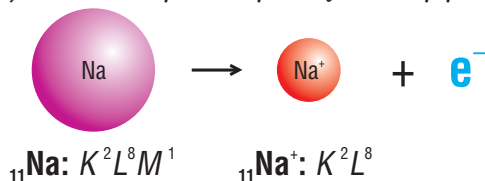
a beryl – helu:



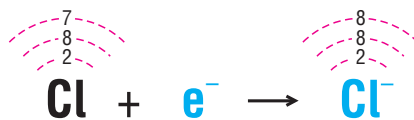
Powłoką zewnętrzną staje się automatycznie w tych przemianach powłoka przedostatnia, ta zaś zawiera oktet lub dublet elektronowy.

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.

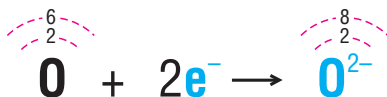
Wymiary jonów są inne niż wymiary ich macierzystych atomów. Usunięcie elektronu powoduje zmniejszenie odpychania między elektronami. Dzięki temu elektrony zbliżają się do jądra i zostają silniej z nim związane. W konsekwencji wszystkie kationy mają promień mniejsze niż atomy, z których się utworzyły,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



Atomy niemetalii, 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:

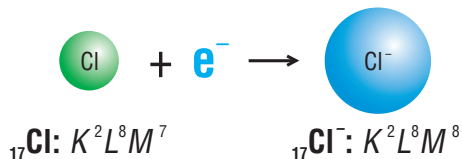


a tlen – neonu:

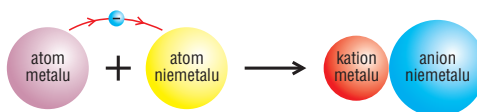


Atom, który przyłączył elektron, staje się jonem ujemnym, czyli anionem. Tworzenie anionów jest typową cechą niemetalu.

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



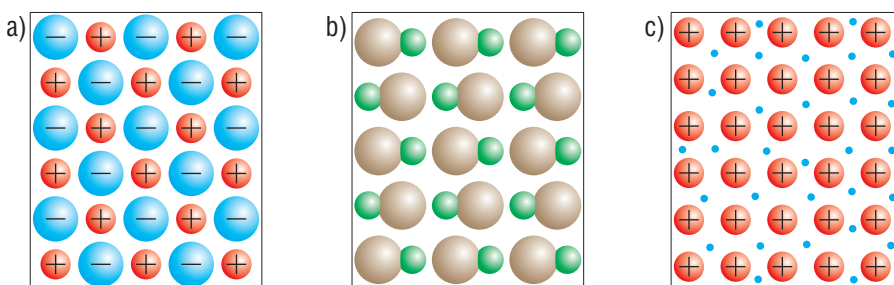
Łączenie się metali z niemetalami polega na przenoszeniu elektronów z atomu metalu do atomu niemetalu i utworzeniu **wiązania jonowego** według schematu:



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.

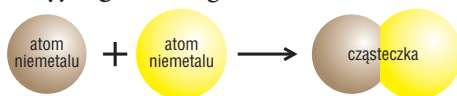


Rys. 1.44. Schematy sieci krystalicznych: a) jonowej, b) cząsteczkowej, c) metalicznej (niebieskie kropki oznaczają swobodnie poruszające się elektrony)

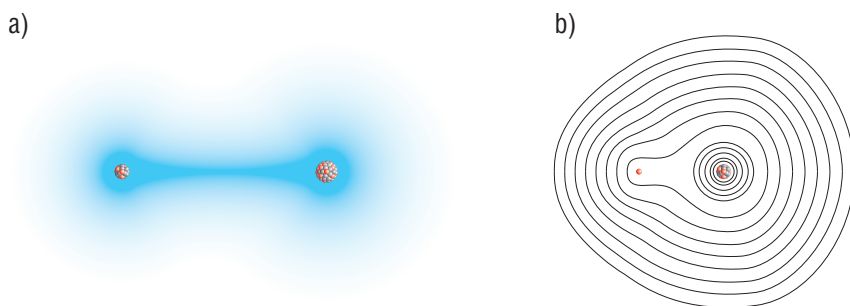
Proponujemy zadania ze „Zbioru...”: 7.38, 7.47.

1.10.2. Wiązanie kowalencyjne

Łączenie się niemetali z niemetalami polega na uwspólnieniu elektronów i utworzeniu **wiązania kowalencyjnego** według schematu:

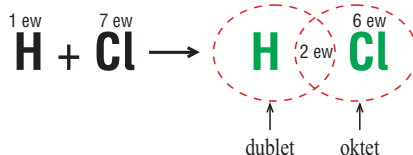


Oba atomy przekształcają się w cząsteczkę, czyli drobinę obojętną elektrycznie, zbudowaną z jąder atomowych i elektronów. W ramach przybliżonych metod obliczeniowych chemii kwantowej można przyjąć, że część elektronów porusza się wokół pierwszego jądra, część wokół drugiego, a kilka wokół obu jąder i 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) warstwy 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:



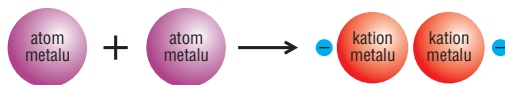
Każdy atom „oddelegowuje” jeden elektron do utworzenia wspólnego zespołu elektronowego (w tym przypadku dwuelektronowego), w powyższym schemacie zaznaczonego symbolem „2 ew” (dwa elektrony walencyjne) między symbolami atomów. Wokół obu jąder utworzyła się trwała konfiguracja walencyjna, ponieważ elektrony 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 odwróceniu 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. Promień atomowe i jonowe

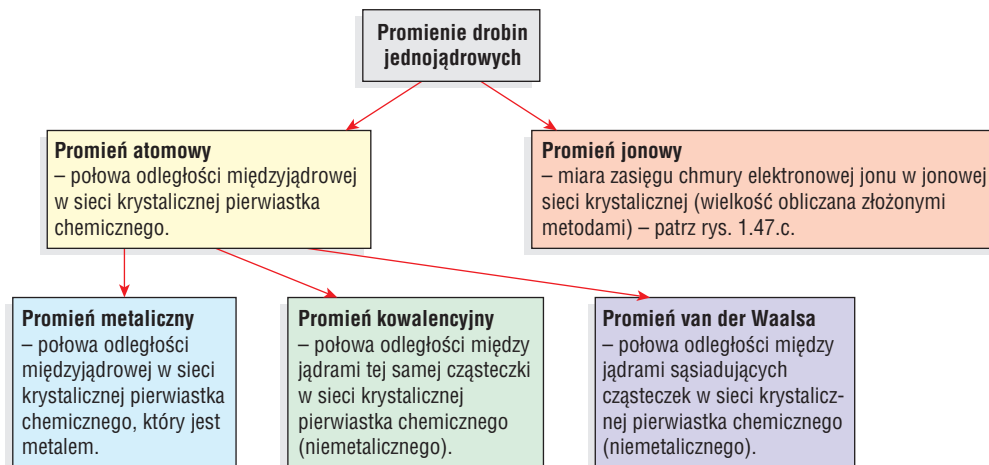
Promienia pojedynczego, izolowanego atomu bądź jonu nie można zmierzyć doświadczalnie ani obliczyć teoretycznie, ponieważ – w świetle mechaniki kwantowej – zasięg chmury elektronowej nie ma skończonej wartości. Prawdopodobieństwo znalezienia elektronu (i gęstość chmury elektronowej) osiąga wartość zerową 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.

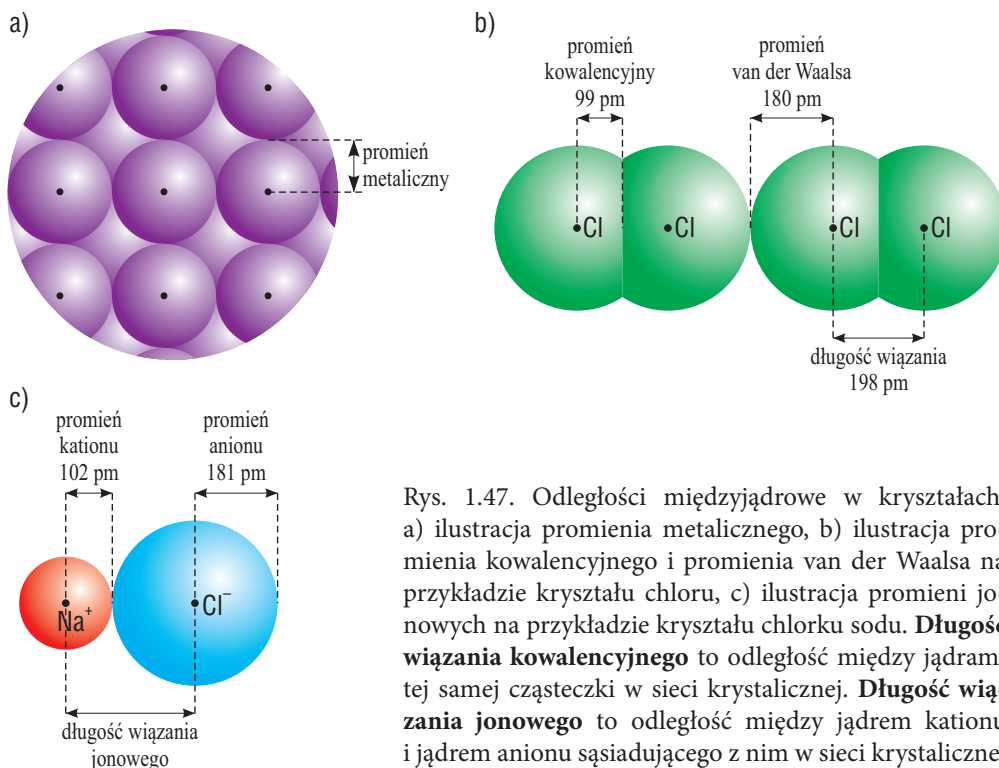
Promień atomowy w kryształach metali jest nazywany **promieniem metalicznym** (rys. 1.47.a). Kryształy niemetalu zbudowane są z cząsteczek (Cl_2 , P_4 , S_8 itp.) i dlatego wyróżnia się w nich dwa rodzaje promieni atomowych: połowę odległości między jądrami tej samej cząsteczki, zwaną **promieniem kowalencyjnym**, 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:



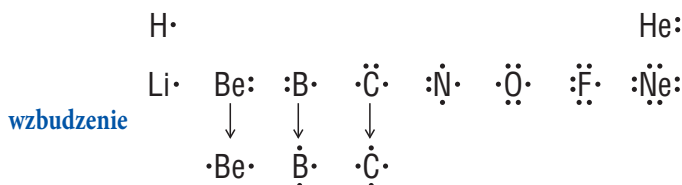
Elektrony niesparowane zaznacza się kropkami w taki sposób, aby przy danym boku symbolu była tylko jedna kropka, na przykład dla dwóch elektronów:



dla trzech elektronów:



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



Berylownce, 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 nieuwpólnionych. 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.



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 elektrofi lowa
11. Reakcje eliminacji
12. Delokalizacja elektronów, aromatyczność
13. Substytucja elektrofi lowa w związkach aromatycznych
14. Właściwości kwasowo–zasadowe związków organicznych
15. Podstawienie nukleofi lowe

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 2010–2022, które zostały zebrane w *Zbiorze zadań maturalnych. Lata 2010–2022 ...*, wydanym przez Oficynę Edukacyjną * Krzysztof Pazdro. Do wszystkich tych zadań podane są rozwiązania i odpowiedzi.

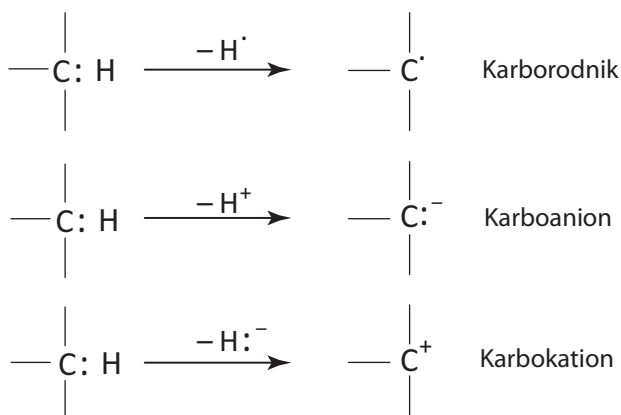
Wydawca

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.

$\text{C} \longleftarrow \text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ Grupy słabiej przyciągające elektrony niż wodór (+I)

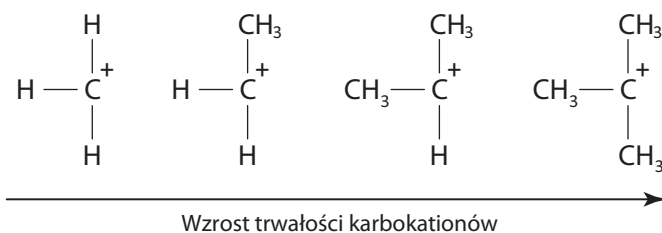
$\text{C} \text{ — } \text{H}$ I = 0

$\text{C} \longrightarrow \text{X}$ Grupy silniej przyciągające elektrony niż wodór (–I)

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?

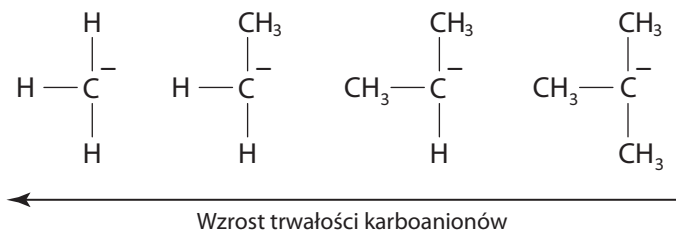
Trwałość karbokationów rośnie wraz z rzędowością atomu węgla, na którym pojawia się ładunek dodatni.



Rys. 32. Kierunek wzrostu trwałości kationów

Trwałość kationów 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.

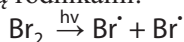


Rys. 33. Kierunek wzrostu trwałości anionów

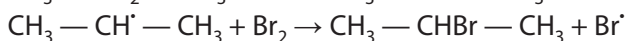
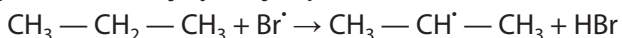
Trwałość karborodników zmienia się w takiej samej kolejności, jak trwałość kationów. Tłumaczy się to oddziaływaniem niesparowanego elektronu na atomie węgla w rodniku, z wiązaniami $\sigma_{\text{C-H}}$ tworzonymi przez atom, na którym pojawił się niesparowany elektron.

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”

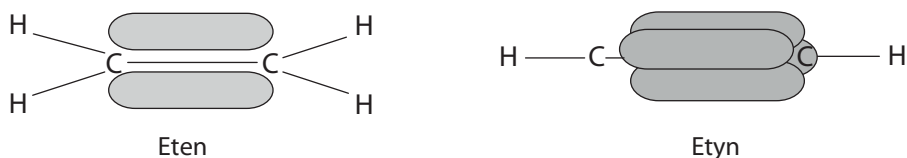
Reakcje z udziałem rodników i karbojonów; selektywność reakcji wolnorodnikowych

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

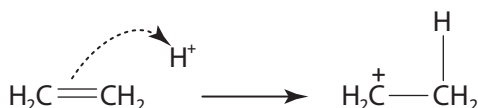
10. ADDYCJA ELEKTROFILOWA

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.

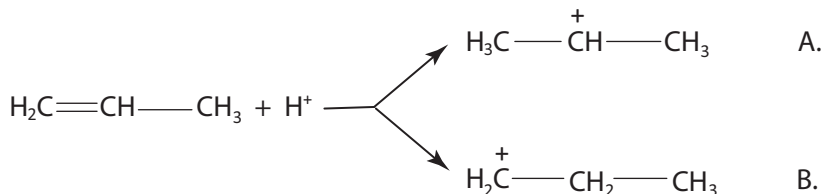
Określenia „destabilizacja” użyto nieprzypadkowo. Cząstka elektrofilowa jest bowiem często katalizatorem, rozpoczynającym ciąg żywiołowo zachodzących przemian, które kończą się powstaniem stabilnej drobiny.

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:

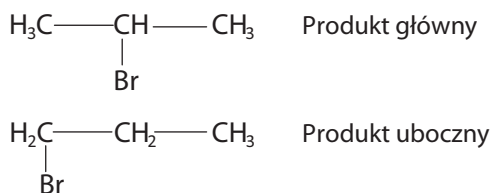


Reakcja zachodzi dwuetapowo. W pierwszym etapie elektrofilowy jon H^+ łączy się z jednym z atomów węgla tworzących wiązanie podwójne, a czyni to kosztem elektronów wiązania π :



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.

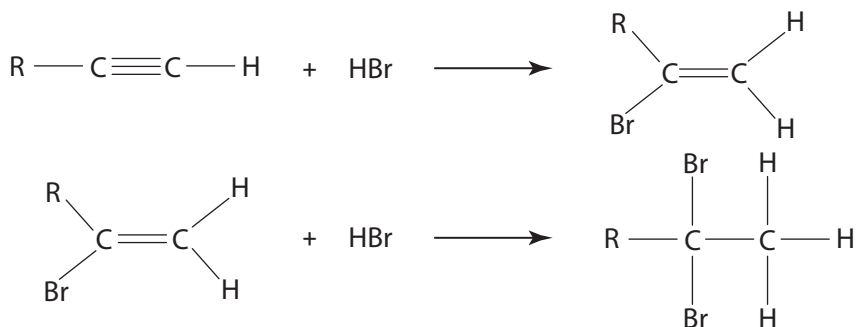
Nic bardziej błędnego. Zazwyczaj, potencjalnie może zachodzić wiele równoległych i termodynamicznie prawdopodobnych reakcji. Każda z nich prowadzi najczęściej do innych produktów. Wszystkie te reakcje rzeczywiście biegają. Fakt, że na ich końcu obserwujemy powstanie jednego produktu, w większym lub mniejszym 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 :

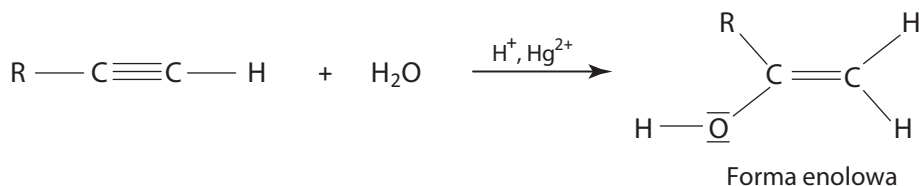


W przypadku addycji wody do alkinów proces początkowo będzie podobny jak w przypadku alkenów, ale ostateczny produkt reakcji jest nieco inny, niż można się spodziewać na podstawie prostej analogii.

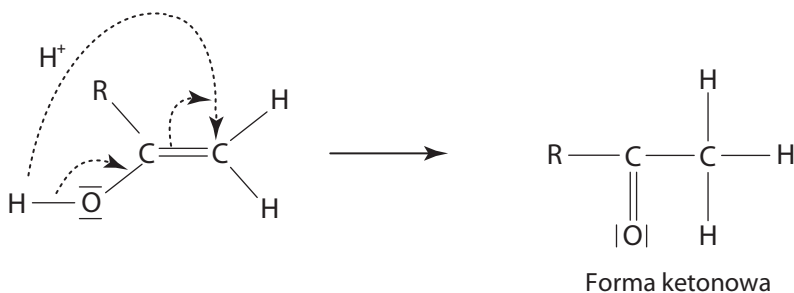
Jak zachodzi addycja wody do alkinów?

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*:

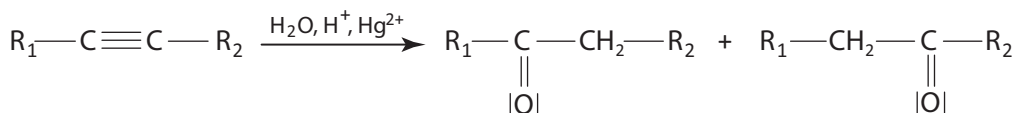


Taki układ wiązań jest nietrwały i produkt ten ulega przegrupowaniu. Atom wodoru połączony z atomem tlenu łatwo się odrywa w postaci jonu H^+ i korzystając z pary elektronów π w nienasyconej strukturze, łączy się z drugim atomem węgla. Jednocześnie uwolniona para elektronów σ wiązania O–H zamyka drugie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



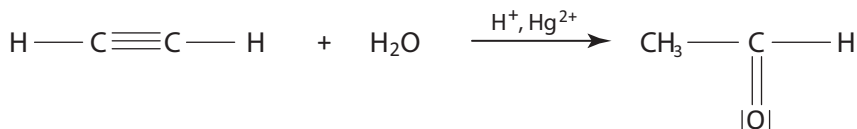
Ponieważ zastosowano alkin terminalny, a reakcja addycji wody zaszła zgodnie z regułą Markownikowa, ostatecznym produktem reakcji jest metyloketon.

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:



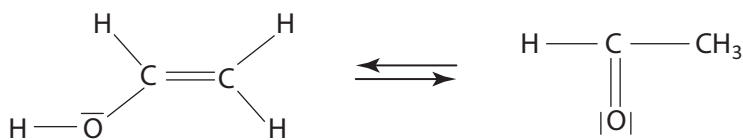
Znaczenie praktyczne mają więc procesy, które prowadzą do powstania jednego produktu. Dzieje się tak w przypadku, gdy $\text{R}_1 = \text{R}_2$ lub, gdy przynajmniej jedna z tych grup

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”

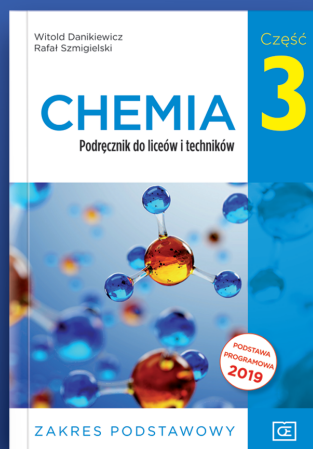
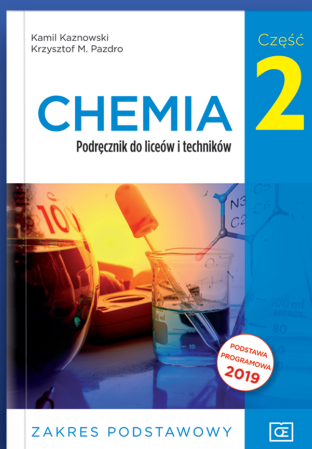
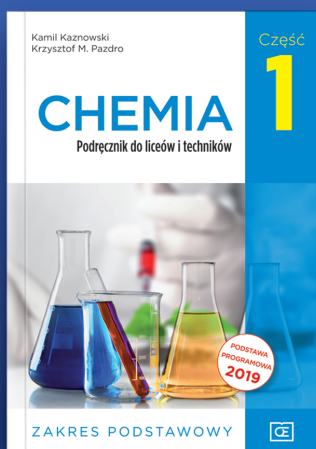
Numer zadania w „Zbiorze zadań maturalnych ...”
Zadanie 15.2.
Zadanie 15.16.
Zadanie 15.32.
Zadanie 15.35.
Zadanie 15.36.
Zadanie 15.37.
Zadanie 15.43.

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

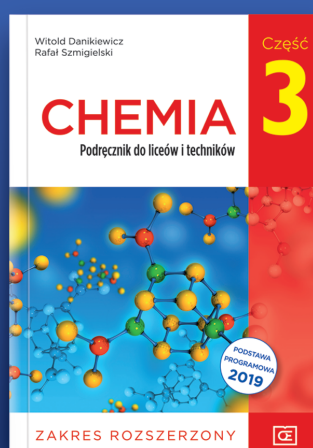
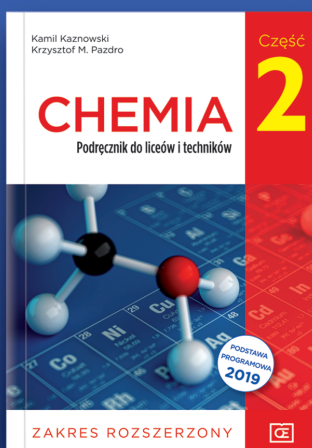
CHEMIA

w liceum i technikum

PODRĘCZNIKI zakres podstawowy



PODRĘCZNIKI zakres rozszerzony



Solidnie od podstaw

CHEMIA

cztery etapy do sukcesu
na maturze

etap 1.

ZBIÓR ZADAŃ



- aktualna nomenklatura
- dostosowany do podstawy programowej od 2019 r.

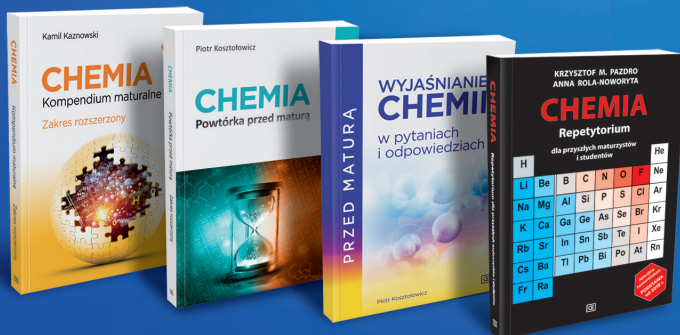
etap 2.

ZADANIA MATURALNE



etap 3.

POWTÓRKA PRZED MATURĄ



etap 4.

PRÓBNE ARKUSZE

