CENTRALNA KOMISJA EGZAMINACYJNA

Arkusz zawiera informacje prawnie chronione do momentu rozpoczęcia egzaminu.

MCH 2018

UZUPEŁNIA ZDAJĄCY

KOD

PESEL

miejsce na naklejkę

EGZAMIN MATURALNY Z CHEMII

POZIOM ROZSZERZONY

DATA: **16 maja 2018 r.**

GODZINA ROZPOCZĘCIA: **9:00**

CZAS PRACY: **180 minut**

LICZBA PUNKTÓW DO UZYSKANIA: **60**

NOWA FORMUŁA

Instrukcja dla zdającego

1. Sprawdź, czy arkusz egzaminacyjny zawiera 25 stron (zadania 1–40). Ewentualny brak zgłoś przewodniczącemu zespołu nadzorującego egzamin.
2. Rozwiązania i odpowiedzi zapisz w miejscu na to przeznaczonym przy każdym zadaniu.
3. W rozwiązaniach zadań rachunkowych przedstaw tok rozumowania prowadzący do ostatecznego wyniku oraz pamiętaj o jednostkach.
4. Pisz czytelnie. Używaj długopisu/pióra tylko z czarnym tuszem/atramentem.
5. Nie używaj korektora, a błędne zapisy wyraźnie przekreśl.
6. Pamiętaj, że zapisy w brudnopisie nie będą oceniane.
7. Możesz korzystać z *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*, linijki oraz kalkulatora prostego.
8. Na tej stronie oraz na karcie odpowiedzi wpisz swój numer PESEL i przyklej naklejkę z kodem.
9. Nie wpisuj żadnych znaków w części przeznaczonej dla egzaminatora.

MCH-R1_1P-182

MCH 2018

Układ graficzny
© CKE 2015

Zadanie 1.

Pierwiastki X i Z leżą w czwartym okresie układu okresowego. Pierwiastek X jest metalem, natomiast pierwiastek Z – niemetalem. W stanie podstawowym atomów obu tych pierwiastków tylko jeden elektron jest niesparowany. Znajduje się on na ostatniej powłoce. Niesparowany elektron atomu pierwiastka X znajduje się na innej podpowłoce niż niesparowany elektron atomu pierwiastka Z. Ponadto wiadomo, że pierwiastek X tworzy tlenki o wzorach X_2O i XO oraz że ten metal jest jednym z najlepszych przewodników ciepła i elektryczności. Pierwiastek Z występuje w postaci dwuatomowych cząsteczek.

Zadanie 1.1. (0–1)

Uzupełnij poniższą tabelę. Wpisz symbole pierwiastków X i Z, dane dotyczące ich położenia w układzie okresowym oraz symbol bloku konfiguracyjnego, do którego należy każdy z pierwiastków.

	Symbol pierwiastka	Numer grupy	Symbol bloku
pierwiastek X			
pierwiastek Z			

Zadanie 1.2. (0–1)

Przedstaw konfigurację elektronową jonu X^{2+} (stan podstawowy). Zastosuj skrócony zapis konfiguracji elektronowej z symbolem gazu szlachetnego.

.....

Zadanie 1.3. (0–1)

Dla cząsteczki Z_2 określ liczbę: wiązań σ, wiązań π oraz wolnych par elektronowych.

Liczba		
wiązań σ	wiązań π	wolnych par elektronowych

Informacja do zadań 2.–3.

Gal występuje w przyrodzie w postaci mieszaniny dwóch izotopów. Na 3 atomy pierwszego izotopu galu o masie atomowej 68,926 u przypadają 2 atomy drugiego izotopu galu o masie atomowej m_x. Średnia masa atomowa galu jest równa 69,723 u.

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2002.

Zadanie 2. (0–1)

Na podstawie powyższych danych oblicz masę atomową m_x drugiego izotopu galu. Wynik końcowy podaj z dokładnością do trzeciego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

Zadanie 3. (0–1)

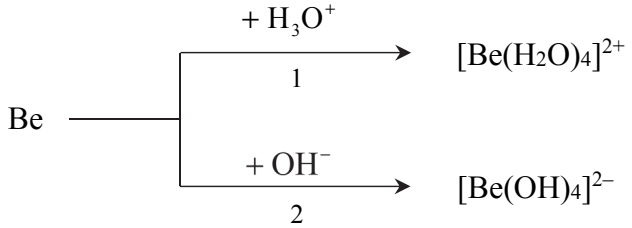
Na podstawie powyższych danych oblicz bezwzględną masę (wyrażoną w gramach) jednego atomu tego izotopu galu, który ma <u>mniejszą</u> masę atomową.

Obliczenia:

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	1.1.	1.2.	1.3.	2.	3.
	Maks. liczba pkt	1	1	1	1	1
	Uzyskana liczba pkt					

Zadanie 4. (0–2)

Beryl jest metalem, który reaguje z kwasami oraz ze stężonymi zasadami. Poniżej przedstawiono schemat reakcji berylu z kwasem i zasadą.



Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równania reakcji oznaczonych numerami 1 i 2, wiedząc, że jednym z produktów obu przemian jest ten sam gaz. Uwzględnij tworzenie się kompleksowych jonów berylu.

Równanie reakcji 1:

.....

Równanie reakcji 2:

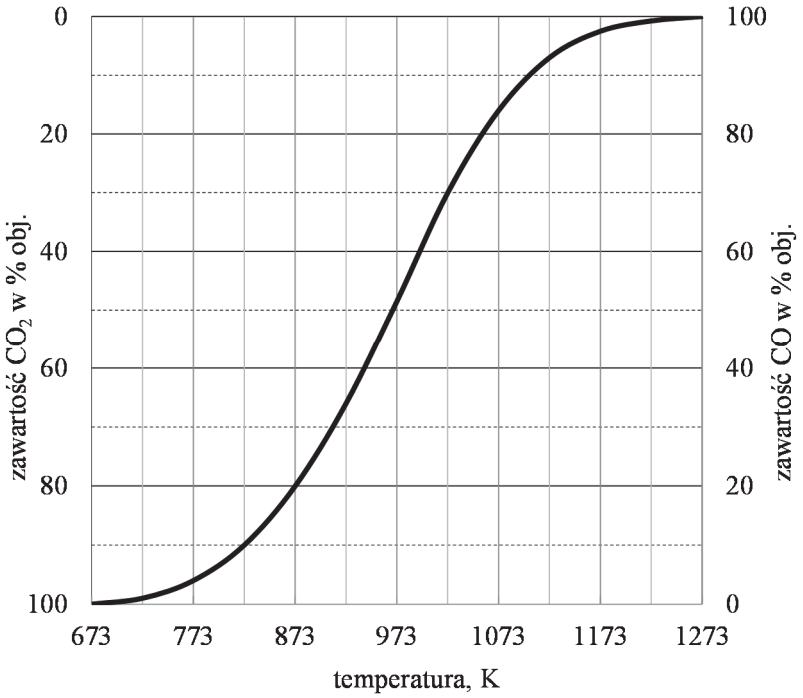
.....

Informacja do zadań 5.–6.

W wysokiej temperaturze węgiel reaguje z tlenkiem węgla(IV) i ustala się równowaga chemiczna:

$$CO_2\,(g) + C\,(s) \rightleftarrows 2CO\,(g)$$

Objętościową zawartość procentową CO i CO_2 w gazie pozostającym w równowadze z węglem w zależności od temperatury (pod ciśnieniem atmosferycznym 1013 hPa) przedstawiono na poniższym wykresie.



Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004.

Zadanie 5. (0–1)

Oceń, czy reakcja pomiędzy tlenkiem węgla(IV) i węglem jest procesem endo- czy egzoenergetycznym. Odpowiedź uzasadnij.

.....

.....

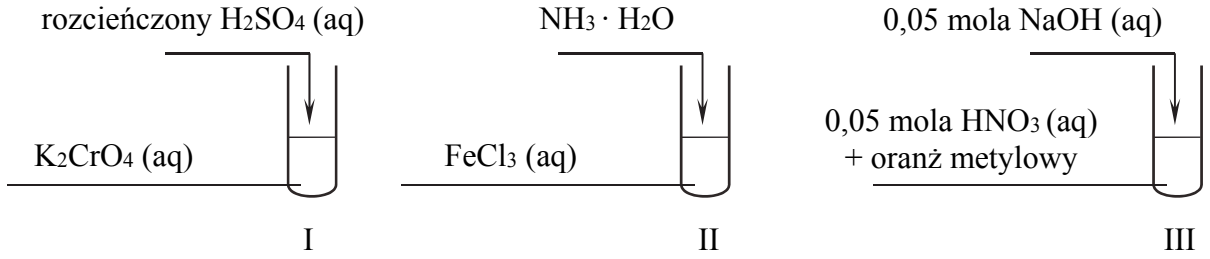
Zadanie 6. (0–2)

Oblicz wyrażoną w procentach masowych zawartość <u>tlenu, wchodzącego w skład CO_2 i CO</u>, w pozostającej w równowadze mieszaninie tych związków z węglem w temperaturze 873 K i pod ciśnieniem 1013 hPa. Możesz przyjąć, że sumaryczna liczba moli gazowego substratu i gazowego produktu reakcji jest równa 1. W opisanych warunkach 1 mol gazu zajmuje objętość 71,6 dm^3.

Obliczenia:

Zadanie 7. (0–1)

Przeprowadzono doświadczenia, których przebieg zilustrowano na schemacie:



Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	W dwóch probówkach nastąpiła zmiana barwy <u>roztworów</u> z żółtej na pomarańczową.	**P**	**F**
2.	W jednej probówce roztwór zmienił barwę na zieloną.	**P**	**F**
3.	W jednej probówce wytrącił się osad.	**P**	**F**

Wypełnia egzaminator	**Nr zadania**	**4.**	**5.**	**6.**	**7.**
	Maks. liczba pkt	**2**	**1**	**2**	**1**
	Uzyskana liczba pkt				

Zadanie 8.

Za pomocą odpowiednio przeprowadzonych doświadczeń można porównać charakter kwasowy fenolu, kwasu solnego i kwasu węglowego.

Zadanie 8.1. (0–1)

Zaprojektuj <u>jedno</u> doświadczenie, którym potwierdzisz, że spośród wymienionych substancji najmocniejszym kwasem jest kwas solny, a najsłabszym – fenol. W tym celu uzupełnij schemat doświadczenia. Wpisz wzory wszystkich związków, których wodnych roztworów należy użyć w doświadczeniu. Substancje wybierz spośród następujących:

- C_6H_5ONa
- $NaCl$
- HCl
- $Ca(OH)_2$
- C_6H_5OH
- Na_2CO_3

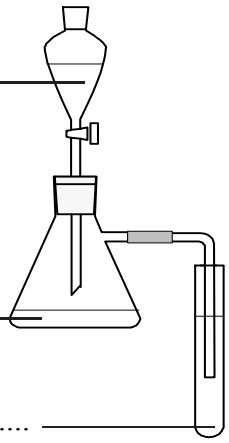
Wszystkie roztwory były świeżo przygotowane.

Schemat doświadczenia:

1. .....

2. .....

3. .....



Zadanie 8.2. (0–1)

Napisz, co będzie można zaobserwować podczas przeprowadzonego doświadczenia.

Kolba: .....

.....

Probówka: .....

.....

Zadanie 8.3. (0–2)

Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równania reakcji zachodzących w kolbie i w probówce podczas przeprowadzonego doświadczenia.

Równanie reakcji zachodzącej w kolbie:

.....

Równanie reakcji zachodzącej w probówce:

.....

Zadanie 9.

Kwas siarkowy(VI) w temperaturze pokojowej jest oleistą cieczą o gęstości prawie dwukrotnie większej niż gęstość wody. Czysty, bezwodny kwas siarkowy(VI) ulega częściowej autodysocjacji, dzięki czemu przewodzi prąd elektryczny.

W wyniku reakcji kwasu siarkowego(VI) z wodorotlenkiem sodu, w której stosunek molowy substratów jest równy 1 : 1, powstaje wodorosiarczan(VI) sodu. Wodny roztwór wodorosiarczanu(VI) sodu charakteryzuje się kwasowym odczynem, ponieważ jony obecne w roztworze ulegają reakcji zgodnie z poniższym równaniem:

$$HSO_4^- (aq) + H_2O \rightleftarrows SO_4^{2-} (aq) + H_3O^+ (aq)$$

Stała równowagi opisanej reakcji w temperaturze T jest równa $1{,}0 \cdot 10^{-2}$.

Na podstawie: T. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 2004.

Zadanie 9.1. (0–1)

Napisz równanie autodysocjacji kwasu siarkowego(VI) polegającej na przeniesieniu protonu z jednej cząsteczki H_2SO_4 do drugiej. W równaniu podkreśl wzór kwasu Brønsteda sprzężonego z cząsteczką H_2SO_4 jako zasadą Brønsteda.

.....

Zadanie 9.2. (0–2)

Rozpuszczono 0,600 g $NaHSO_4$ w wodzie i otrzymano 100 cm^3 roztworu o temperaturze T. W tym roztworze reakcji z wodą uległo znacznie więcej niż 5% jonów wodorosiarczanowych(VI).

Oblicz pH tego roztworu. Wynik końcowy podaj z dokładnością do trzeciego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	8.1.	8.2.	8.3.	9.1.	9.2.
	Maks. liczba pkt	1	1	2	1	2
	Uzyskana liczba pkt					

Zadanie 10. (0–1)

W temperaturze *T* przygotowano wodne roztwory pięciu elektrolitów o jednakowym stężeniu molowym równym 0,1 $mol \cdot dm^{-3}$. Poniżej podano wzory tych elektrolitów.

KCl HCl $NaNO_2$ NH_4Cl KOH

Uszereguj związki o podanych wzorach zgodnie z <u>rosnącym pH</u> ich wodnych roztworów. Napisz wzory tych związków w odpowiedniej kolejności.

.....

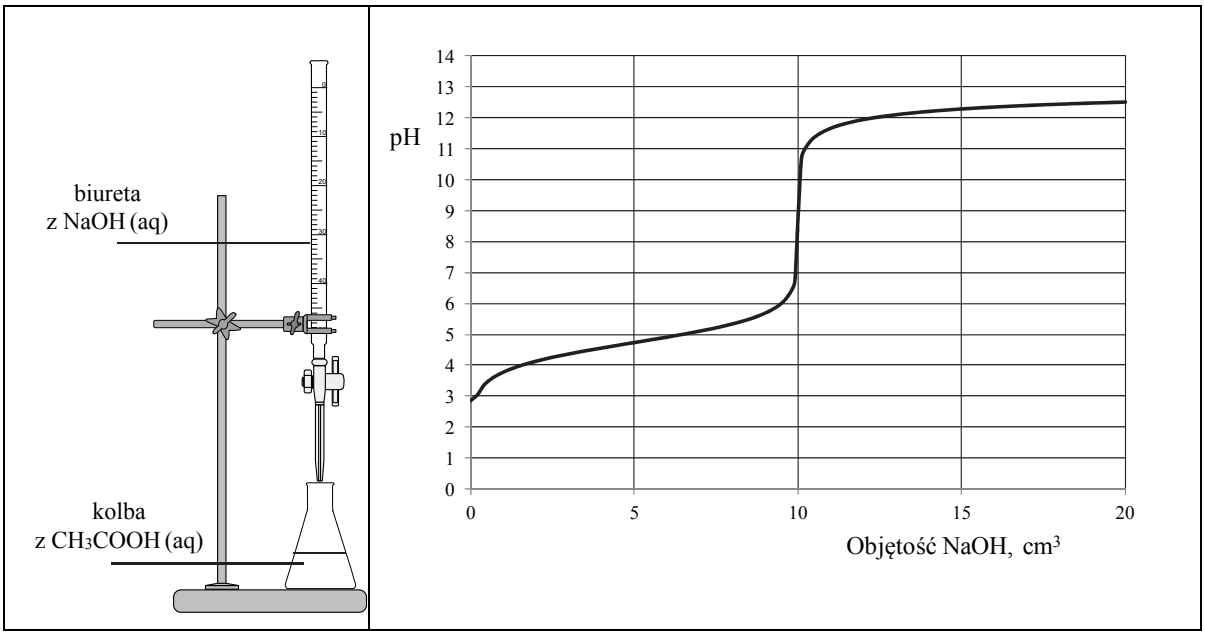
najniższe pH najwyższe pH

Informacja do zadań 11.–13.

Do wodnego roztworu kwasu etanowego (octowego) o określonej objętości, ale o nieznanym stężeniu, dodawano kroplami wodny roztwór wodorotlenku sodu o znanym stężeniu i za pomocą pehametru mierzono pH mieszaniny reakcyjnej. W ten sposób przeprowadzono tzw. miareczkowanie pehametryczne, które jest jedną z metod analizy ilościowej. W czasie doświadczenia zachodziła reakcja opisana równaniem:

$$CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$$

Zestaw użyty w tym doświadczeniu przedstawiono na poniższym schemacie, a otrzymane wyniki miareczkowania umieszczono na wykresie.



Po dodaniu takiej objętości roztworu wodorotlenku sodu, w jakiej znajdowała się liczba moli NaOH równa liczbie moli CH_3COOH w roztworze wziętym do analizy, w układzie został osiągnięty punkt równoważnikowy. Ustalono, że w opisanym doświadczeniu pH w punkcie równoważnikowym było równe 9.

Zadanie 11. (0–1)

Podczas miareczkowania kwas–zasada zamiast pehametru można stosować wskaźniki pH. Muszą one być tak dobrane, aby zakres zmiany barwy wskaźnika przypadał w pobliżu punktu równoważnikowego miareczkowania.
Właściwości wybranych wskaźników oznaczonych numerami I, II, III i IV przedstawiono w poniższej tabeli.

	Zakres pH zmiany barwy
wskaźnik I	3,2 – 4,4
wskaźnik II	3,0 – 5,0
wskaźnik III	8,2 – 10,0
wskaźnik IV	11,0 – 12,4

Na podstawie: L. Jones, P. Atkins, *Chemia ogólna*, Warszawa 2006.

Spośród wskaźników podanych w tabeli i oznaczonych numerami I, II, III i IV wybierz i podaj numer tego wskaźnika, który powinien zostać użyty podczas opisanego miareczkowania roztworu kwasu etanowego.

.....

Zadanie 12. (0–1)

Uzupełnij poniższe zdanie – wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w nawiasie. Odpowiedź uzasadnij, odwołując się do procesu zachodzącego w roztworze.

W opisanym doświadczeniu odczyn roztworu w punkcie równoważnikowym jest

(kwasowy / obojętny / zasadowy).

Uzasadnienie:

.....

.....

.....

Zadanie 13. (0–1)

Podaj wzór jonu, którego stężenie jest <u>największe</u> w roztworze otrzymanym po dodaniu 18 cm^3 wodnego roztworu wodorotlenku sodu do analizowanego roztworu kwasu etanowego.

.....

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	10.	11.	12.	13.
	Maks. liczba pkt	1	1	1	1
	Uzyskana liczba pkt				

Informacja do zadań 14.–15.

Dwa gazy A i B zmieszane w stosunku molowym $n_A : n_B = 1 : 4$ zajmują w warunkach normalnych objętość 1 dm^3. Tę mieszaninę umieszczono w reaktorze o stałej pojemności 1 dm^3 i w temperaturze T zainicjowano reakcję. W tej temperaturze ustalił się stan równowagi opisany równaniem:

$$A\,(g) + 2B\,(g) \rightleftarrows 2C\,(g) \qquad \Delta H < 0$$

W stanie równowagi stężenie substancji C było równe 0,004 mol · dm^{-3}.

Zadanie 14. (0–2)

Oblicz stężeniową stałą równowagi (K_c) opisanej reakcji w temperaturze T.

Obliczenia:

Zadanie 15. (0–1)

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	W stałej temperaturze T ciśnienie w reaktorze w stanie równowagi było niższe niż w chwili początkowej.	**P**	**F**
2.	W warunkach izotermicznych (T = const) wzrost ciśnienia wywołany sprężeniem mieszaniny gazów w stanie równowagi poskutkuje spadkiem wydajności otrzymywania substancji C.	**P**	**F**
3.	W warunkach izobarycznych (p = const) wzrost temperatury mieszaniny gazów w stanie równowagi poskutkuje spadkiem wydajności otrzymywania substancji C.	**P**	**F**

Informacja do zadań 16.–17.

Wartości pH wody oraz wodnych roztworów kwasów i wodorotlenków mogą ulegać znacznym zmianom podczas dodawania do nich mocnych kwasów lub zasad. Istnieją jednak roztwory, których pH zmienia się nieznacznie po dodaniu mocnego kwasu lub zasady na skutek reakcji składników roztworu z jonami wodorowymi lub jonami wodorotlenkowymi. Nazywamy je buforami pH. Buforowe właściwości mają roztwory zawierające sprzężoną parę kwas–zasada Brønsteda w podobnych stężeniach, np.: słaby kwas i jego sól z mocną zasadą, słabą zasadę i jej sól z mocnym kwasem, słaby kwas wieloprotonowy i jego wodorosól lub mieszaninę wodorosoli.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004.

Zadanie 16. (0–1)

Przykładem buforu pH jest bufor octanowy, który otrzymuje się przez rozpuszczenie w wodzie kwasu etanowego (octowego) i etanianu (octanu) sodu.

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	W buforze octanowym sprzężoną parę kwas–zasada stanowią obecne w nim cząsteczki kwasu octowego i aniony octanowe.	**P**	**F**
2.	Dodanie mocnego kwasu do buforu octanowego tylko nieznacznie wpłynie na zmianę pH tego roztworu, ponieważ jony wodorowe pochodzące od mocnego kwasu zostaną związane w wyniku reakcji opisanej równaniem: $CH_3COO^- + H_3O^+ \rightleftarrows CH_3COOH + H_2O$	**P**	**F**
3.	Działanie buforu pH polega na tym, że po dodaniu mocnego kwasu zasada Brønsteda reaguje z jonami wodorowymi, a po dodaniu mocnej zasady kwas Brønsteda reaguje z jonami wodorotlenkowymi.	**P**	**F**

Zadanie 17. (0–1)

Jednym z buforów odpowiedzialnych za utrzymanie równowagi kwasowo-zasadowej krwi jest bufor fosforanowy, który można otrzymać przez rozpuszczenie dwóch wodorosoli kwasu ortofosforowego(V) w wodzie.

Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> dwa równania reakcji ilustrujące działanie opisanego buforu fosforanowego. Przyjmij, że substraty reagują w stosunku molowym 1 : 1.

..... + H_3O^+ ⇄ ..... + ...

..... + OH^- ⇄ ..... + ...

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	14.	15.	16.	17.
	Maks. liczba pkt	2	1	1	1
	Uzyskana liczba pkt				

Zadanie 18.

Przeprowadzono doświadczenie, którego celem było porównanie aktywności chemicznej czterech metali: talu (Tl), technetu (Tc), hafnu (Hf) i molibdenu (Mo). Stwierdzono, że z udziałem wymienionych metali i ich jonów samorzutnie zachodzą reakcje, których przebieg ilustrują poniższe równania w formie jonowej skróconej:

I $3Hf + 4Mo^{3+} \rightarrow 3Hf^{4+} + 4Mo$

II $3Tl + Mo^{3+} \rightarrow 3Tl^{+} + Mo$

III $Hf + Tc^{4+} \rightarrow Hf^{4+} + Tc$

IV $Hf + 4Tl^{+} \rightarrow Hf^{4+} + 4Tl$

V $4Mo + 3Tc^{4+} \rightarrow 4Mo^{3+} + 3Tc$

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

Zadanie 18.1. (0–1)

Uszereguj wymienione metale według <u>malejącej</u> aktywności chemicznej – napisz ich symbole w odpowiedniej kolejności.

.....

największa aktywność najmniejsza aktywność

Zadanie 18.2. (0–1)

Spośród kationów biorących udział w opisanych reakcjach wybierz jon, który jest najsilniejszym utleniaczem, i jon, który jest najsłabszym utleniaczem. Napisz wzory wybranych jonów.

Najsilniejszy utleniacz: ..... Najsłabszy utleniacz: .....

Zadanie 19. (0–2)

W temperaturze 20 °C rozpuszczalność uwodnionego wodorosiarczanu(VI) sodu o wzorze $NaHSO_4 \cdot H_2O$ jest równa 67 gramów w 100 gramach wody.

Na podstawie: T. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 2004.

Oblicz, jaki procent masy roztworu nasyconego o temperaturze 20 °C stanowi masa soli bezwodnej $NaHSO_4$.

Obliczenia:

Informacja do zadań 20.–22.

Wodorotlenek niklu(II) strąca się jako zielonkawy osad z wodnego roztworu soli niklu(II) pod działaniem wodnego roztworu wodorotlenku sodu. Wodorotlenek niklu(II) nie rozpuszcza się w nadmiarze zasady, ale reaguje z kwasami. Pod wpływem utleniaczy ten wodorotlenek przechodzi w czarnobrunatny wodorotlenek niklu(III).

Na podstawie: J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna. Podstawy teoretyczne i analiza jakościowa*, Warszawa 2001.

Zadanie 20. (0–1)

Do probówki z wodnym roztworem chlorku niklu(II) dodano nadmiar wodnego roztworu wodorotlenku sodu.

Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równanie reakcji otrzymywania wodorotlenku niklu(II) w sposób opisany powyżej. Określ charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, obojętny, amfoteryczny) wodorotlenku niklu(II).

Równanie reakcji: .....

Charakter chemiczny wodorotlenku niklu(II): .....

Zadanie 21. (0–2)

Utlenianie wodorotlenku niklu(II) do wodorotlenku niklu(III) za pomocą chloranu(I) sodu przebiega w środowisku wodnym zgodnie ze schematem:

$$Ni(OH)_2\,(s) + ClO^-\,(aq) + H_2O \rightarrow Ni(OH)_3\,(s) + Cl^-\,(aq)$$

Napisz <u>w formie jonowej</u> z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy) równania procesów redukcji i utleniania zachodzących podczas opisanej reakcji. Określ stosunek molowy reduktora do utleniacza w tej reakcji.

Równanie procesu redukcji:

.....

Równanie procesu utleniania:

.....

Stosunek molowy $n_{\text{reduktora}} : n_{\text{utleniacza}} =$ .....

Zadanie 22. (0–1)

Do probówki zawierającej zielony roztwór chlorku niklu(II) dodano wodny roztwór wodorotlenku sodu, a następnie – bezbarwny wodny roztwór chloranu(I) sodu – zgodnie ze schematem:

$$NiCl_2\,(aq) \xrightarrow[\text{reakcja I}]{+\,NaOH\,(aq)} Ni(OH)_2\,(s) \xrightarrow[\text{reakcja II}]{+\,NaClO\,(aq)} Ni(OH)_3\,(s)$$

Opisz wygląd zawartości probówki na początku doświadczenia oraz po reakcji I i po reakcji II. Uwzględnij rodzaj mieszaniny (roztwór, zawiesina) oraz jej barwę.

Zawartość probówki		
<u>przed</u> doświadczeniem	<u>po</u> reakcji I	<u>po</u> reakcji II

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	18.1.	18.2.	19.	20.	21.	22.
	Maks. liczba pkt	1	1	2	1	2	1
	Uzyskana liczba pkt						

Zadanie 23. (0–2)

Do całkowitego spalenia 2,80 dm^3 (odmierzonych w warunkach normalnych) mieszaniny zawierającej 60% objętościowych pewnego gazowego alkanu i 40% objętościowych metanu potrzeba 13,16 dm^3 tlenu w przeliczeniu na warunki normalne. Reakcje całkowitego spalania metanu oraz dowolnego alkanu przebiegają zgodnie z równaniami:

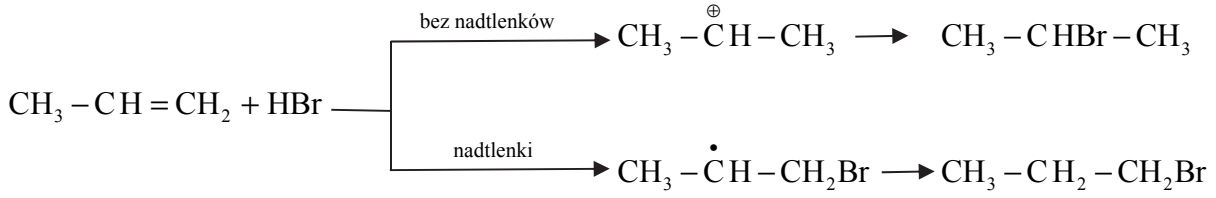
$$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O \qquad C_nH_{2n+2} + \frac{3n+1}{2}O_2 \rightarrow nCO_2 + (n+1)H_2O$$

Wykonaj niezbędne obliczenia i podaj wzór sumaryczny alkanu stanowiącego 60% objętości opisanej mieszaniny.

Obliczenia:

Zadanie 24. (0–1)

Na przebieg reakcji propenu z bromowodorem ma wpływ obecność nadtlenków w mieszaninie reakcyjnej, co zilustrowano na poniższym schemacie.



Na podstawie: R. Morrison, R. Boyd, *Chemia organiczna*, Warszawa 1985.

Uzupełnij poniższe zdania – wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w nawiasie.

Gdy w środowisku reakcji nie ma nadtlenków, bromowodór przyłącza się do propenu (niezgodnie / zgodnie) z regułą Markownikowa. Ta addycja przebiega poprzez tworzenie drobin z ładunkiem dodatnim zlokalizowanym na atomie węgla. Jest to addycja (rodnikowa / nukleofilowa / elektrofilowa) do podwójnego wiązania węgiel – węgiel.

Gdy w środowisku reakcji są obecne nadtlenki, addycja jest (niezgodna / zgodna) z regułą Markownikowa. W tej reakcji przejściowo tworzy się (karbokation pierwszorzędowy / karbokation drugorzędowy / rodnik pierwszorzędowy / rodnik drugorzędowy).

Informacja do zadań 25.–27.

W poniższej tabeli zestawiono informacje na temat cząsteczek trzech węglowodorów o prostych (nierozgałęzionych) łańcuchach węglowych.

Węglowodór	Liczba atomów węgla o danej hybrydyzacji			Dodatkowe informacje
	sp	sp^2	sp^3	
A	0	4	0	brak
B	0	2	2	występuje w postaci izomerów *cis* i *trans*
C	2	0	2	dwa atomy węgla w cząsteczce nie są związane z atomami wodoru

Zadanie 25. (0–1)

Przeprowadzono reakcję węglowodoru A z wodorem, w której stosunek molowy węglowodoru do wodoru był równy $n_{\text{węglowodoru A}} : n_{H_2} = 1:2$.

Napisz równanie reakcji węglowodoru A z wodorem. Zastosuj wzory półstrukturalne (grupowe) związków organicznych.

.....

Zadanie 26. (0–1)

Narysuj wzór półstrukturalny (grupowy) <u>izomeru *cis* węglowodoru B</u>.

Zadanie 27. (0–1)

Przeprowadzono reakcję węglowodoru C z wodą w stosunku molowym $n_{\text{węglowodoru C}} : n_{H_2O} = 1:1$.

Napisz wzór półstrukturalny (grupowy) <u>trwałego (dominującego) produktu reakcji</u>, której substratami są węglowodór C i woda.

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	23.	24.	25.	26.	27.
	Maks. liczba pkt	2	1	1	1	1
	Uzyskana liczba pkt					

Informacja do zadań 28.–29.

Chlorowcopochodne alkanów reagują z metalicznym litem, w wyniku czego tworzą związki litoorganiczne (których wzór w uproszczeniu można zapisać jako RLi). Reakcja przebiega zgodnie ze schematem:

$$RX + 2Li \rightarrow RLi + LiX$$

Związki litoorganiczne gwałtownie reagują z wodą z wydzieleniem wolnego węglowodoru. Roztwór po takiej reakcji ma odczyn zasadowy. W reakcjach związków litoorganicznych z jodkiem miedzi(I) powstaje związek miedziolitoorganiczny R_2CuLi zgodnie z poniższym schematem:

$$2RLi + CuI \rightarrow R_2CuLi + LiI$$

Związek R_2CuLi jest zwany odczynnikiem Gilmana. Ten odczynnik może reagować z inną chlorowcopochodną, w wyniku czego tworzy odpowiedni węglowodór (R–R'), co zilustrowano schematem:

$$R_2CuLi + R'X \rightarrow R–R' + LiX + RCu$$

Na podstawie: J. McMurry, *Chemia organiczna*, Warszawa 2000.

Zadanie 28.1. (0–2)

Napisz:

- **<u>w formie cząsteczkowej</u> równanie reakcji chloroetanu z litem. Związki organiczne przedstaw za pomocą wzorów półstrukturalnych (grupowych).**

.....

- **<u>w formie cząsteczkowej</u> równanie reakcji metylolitu (CH_3Li) z wodą.**

.....

Zadanie 28.2. (0–1)

Przeprowadzono reakcję, podczas której na drugorzędową chloropochodną alkanu podziałano odczynnikiem Gilmana. Wśród produktów reakcji obecny był 2-metylopropan.

Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> równanie opisanej reakcji. Chloropochodną alkanu oraz 2-metylopropan przedstaw za pomocą wzorów półstrukturalnych (grupowych).

.....

Zadanie 29. (0–1)

Temperatura topnienia butylolitu (C_4H_9Li) jest znacznie niższa od 0 °C.

Na podstawie różnicy elektroujemności między litem a węglem oraz informacji wprowadzającej dotyczącej temperatury topnienia butylolitu określ rodzaj wiązania węgiel – lit.

.....

Zadanie 30.

Poniżej przedstawiono ciąg przemian chemicznych, w wyniku których ze związku I otrzymano związek IV. Związek I to homolog benzenu. Jego cząsteczka zbudowana jest z siedmiu atomów węgla.

$$\text{związek I} \xrightarrow[\text{reakcja 1.}]{HNO_3,\ H_2SO_4} \underset{(\text{izomer } \textit{para})}{\text{związek II}} \xrightarrow[\text{reakcja 2.}]{Cl_2,\ h\nu} \text{związek III} \xrightarrow[\text{reakcja 3.}]{KOH,\ H_2O} \text{związek IV}$$

Związki II–IV są głównymi produktami organicznymi przemian opisanych schematem.

Zadanie 30.1. (0–1)

Napisz wzory półstrukturalne (grupowe) lub uproszczone związków I i II.

Wzór związku I	Wzór związku II

Zadanie 30.2. (0–1)

Określ typ reakcji (addycja, eliminacja, substytucja) oraz mechanizm (elektrofilowy, nukleofilowy, rodnikowy) reakcji 2. i 3.

	Typ reakcji	Mechanizm reakcji
reakcja 2.		
reakcja 3.		

Zadanie 30.3. (0–1)

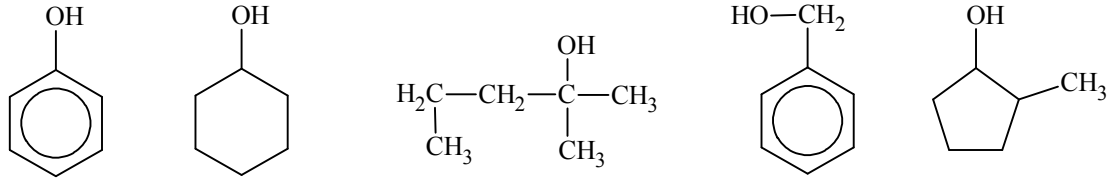
Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> równanie reakcji 3. Związki organiczne przedstaw za pomocą wzorów półstrukturalnych (grupowych) lub uproszczonych.

.....

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	28.1.	28.2.	29.	30.1.	30.2.	30.3.
	Maks. liczba pkt	2	1	1	1	1	1
	Uzyskana liczba pkt						

Informacja do zadań 31.–32.

Poniżej przedstawiono wzory związków oznaczonych numerami 1–5.



1 2 3 4 5

Zadanie 31. (0–1)

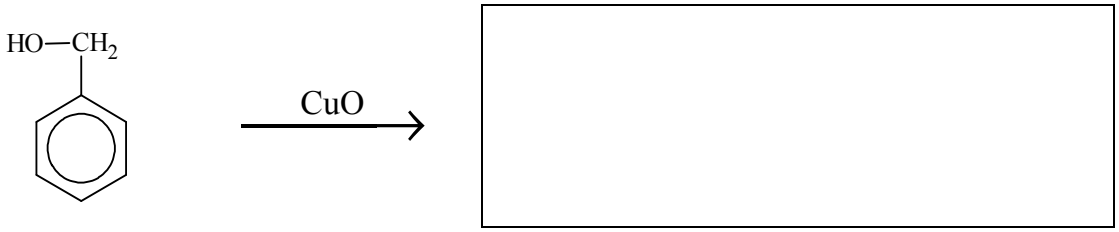
Spośród związków oznaczonych numerami 1–5 wybierz te, które są względem siebie izomerami. Napisz numery, którymi oznaczono te związki.

.....

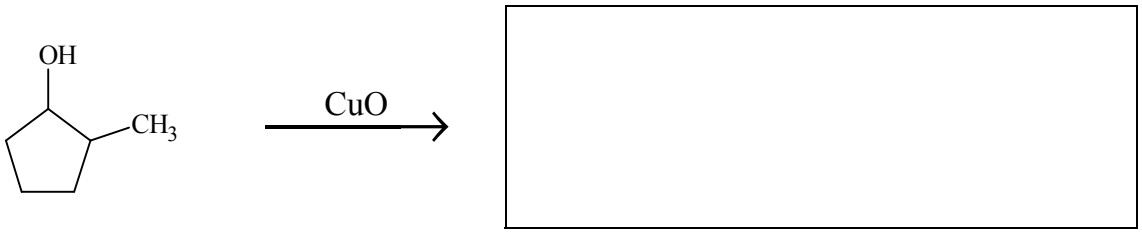
Zadanie 32. (0–1)

Uzupełnij poniższe schematy. Napisz wzór półstrukturalny (grupowy) lub uproszczony organicznego produktu reakcji tlenku miedzi(II):

- **ze związkiem oznaczonym numerem 4.**

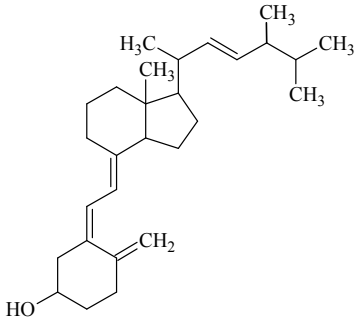


- **ze związkiem oznaczonym numerem 5.**

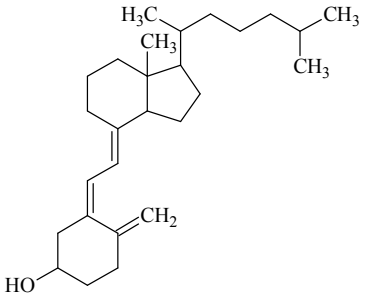


Zadanie 33. (0–1)

Witamina D jest ogólną nazwą dla dwóch związków: witaminy D_2 oraz witaminy D_3 o podanych poniżej wzorach.



witamina D_2



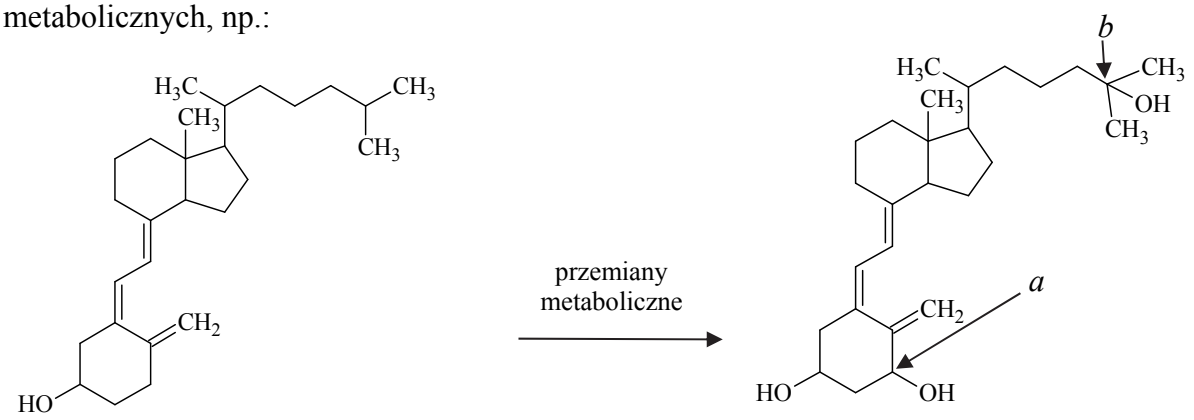
witamina D_3

Uzupełnij poniższe zdania – wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w nawiasie.

1. Witamina D_2 oraz witamina D_3 są związkami organicznymi o podobnej strukturze, ale różnią się rodzajem łańcucha węglowodorowego przyłączonego do pierścienia (sześcioczłonowego / pięcioczłonowego).
2. Witamina D_2 oraz witamina D_3 (są / nie są) względem siebie izomerami.
3. W cząsteczce witaminy D_2 oraz witaminy D_3 (znajdują się / nie znajdują się) asymetryczne atomy węgla.
4. Po porównaniu budowy witaminy D_2 oraz budowy witaminy D_3 można stwierdzić, że liczba wiązań π w cząsteczce witaminy D_2 jest (większa / mniejsza) niż liczba wiązań π w cząsteczce witaminy D_3.

Zadanie 34. (0–1)

Aktywne formy witaminy D, odgrywające ważną rolę w kontrolowaniu metabolizmu wapnia i fosforu, nie występują w pokarmie. Pod wpływem światła słonecznego obie aktywne formy są wytwarzane pod powierzchnią skóry w wyniku różnych przemian, np. reakcji fotochemicznej, reakcji polegającej na otwarciu pierścienia, izomeryzacji, a także przemian metabolicznych, np.:



witamina D_3 aktywna forma witaminy D_3

Na podstawie: J. McMurry, *Chemia organiczna*, Warszawa 2000 oraz J. Berg, J. Tymoczko, L. Stryer, *Biochemia*, Warszawa 2007.

Podaj nazwę grup funkcyjnych, których wprowadzenie do szkieletu cząsteczki witaminy D_3 skutkuje przekształceniem witaminy w jej aktywną formę. Określ formalne stopnie utlenienia atomów węgla oznaczonych w powyższym wzorze literami *a* i *b* oraz określ hybrydyzację orbitali walencyjnych atomów węgla oznaczonych tymi samymi literami. Uzupełnij tabelę.

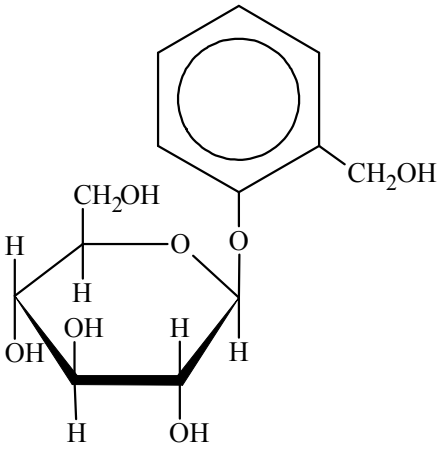
Nazwa: .....

atom węgla	*a*	*b*
stopień utlenienia węgla		
hybrydyzacja węgla		

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	31.	32.	33.	34.
	Maks. liczba pkt	1	1	1	1
	Uzyskana liczba pkt				

Informacja do zadań 35.–36.

Glikozydy to grupa związków organicznych stanowiących połączenie cukrów z innymi substancjami. Cząsteczka glikozydu jest złożona z części cukrowej oraz części niecukrowej. Ważną grupę glikozydów stanowią *O*-glikozydy, których cząsteczki powstają w wyniku reakcji kondensacji z udziałem grupy hydroksylowej cząsteczki cukru. Jednostki cukrowe występują zwykle w formie cyklicznej i łączą się z częścią niecukrową za pośrednictwem anomerycznego atomu węgla. Jednym z glikozydów jest salicyna o wzorze:



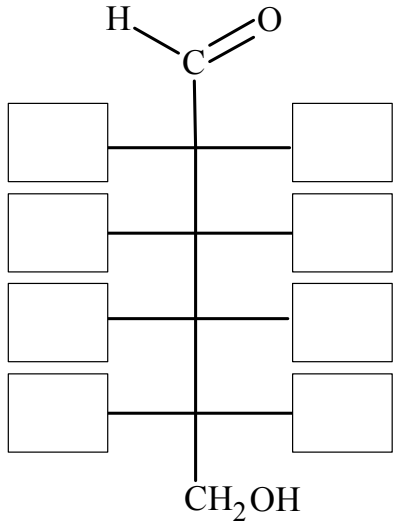
Salicyna tworzy bezbarwne kryształy.

Na podstawie: M. Krauze-Baranowska, E. Szumowicz, *Wierzba – źródło surowców leczniczych o działaniu przeciwzapalnym i przeciwbólowym*, „Postępy Fitoterapii” 2/2004 oraz K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii,* Warszawa 2007.

Zadanie 35. (0–2)

W środowisku kwasowym *O*-glikozydy ulegają hydrolizie. Jej produktami są cukier i związek, od którego pochodziła niecukrowa część glikozydu.

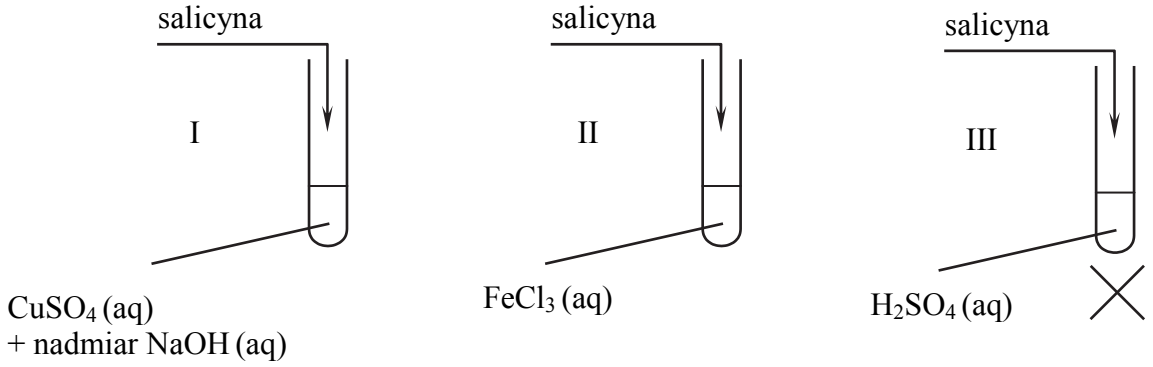
Napisz wzór łańcuchowy (w projekcji Fischera) cukru powstającego w wyniku hydrolizy salicyny. Uzupełnij poniższy schemat – wpisz w odpowiednie pola wzory grupy –OH lub symbole atomów wodoru. Narysuj wzór półstrukturalny (grupowy) związku, od którego pochodziła niecukrowa część glikozydu.

Wzór cukru	Wzór związku, od którego pochodziła część niecukrowa
	

Zadanie 36. (0–1)

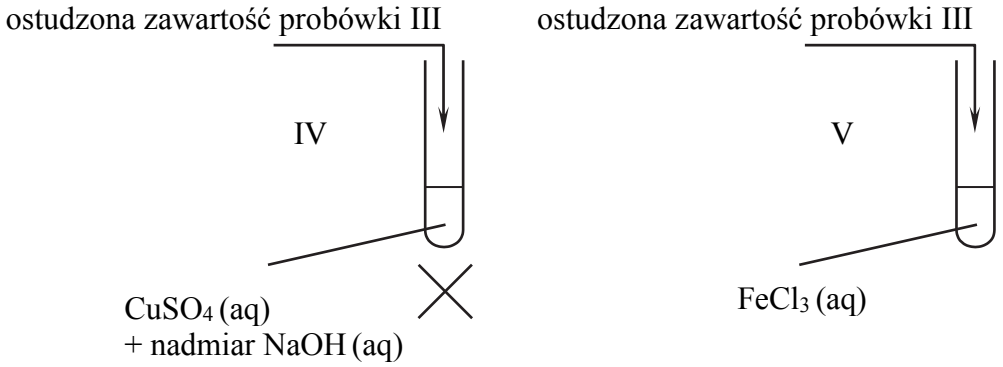
W celu zbadania właściwości salicyny przeprowadzono dwuetapowe doświadczenie, którego przebieg ilustruje schemat.

W pierwszym etapie salicynę wprowadzono do probówek I–III, w których znajdowały się następujące odczynniki:



Zawartość probówki III ogrzano. W każdej probówce otrzymano roztwór.

W drugim etapie mieszaninę poreakcyjną otrzymaną w probówce III ostudzono i rozdzielono na dwie probówki: IV i V, w których znajdowały się następujące odczynniki:



Zawartość probówki IV ogrzano.

Uzupełnij poniższą tabelę – opisz barwę zawartości każdej probówki po zakończeniu danego etapu doświadczenia.

Numer probówki	Zawartość probówki	
	przed doświadczeniem	po zakończeniu etapu doświadczenia
pierwszy etap		
I	niebieska zawiesina	..... roztwór
II	żółty roztwór	..... roztwór
III	bezbarwny roztwór	bezbarwny roztwór
drugi etap		
IV	niebieska zawiesina	..... osad
V	żółty roztwór	..... roztwór

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	35.	36.
	Maks. liczba pkt	2	1
	Uzyskana liczba pkt		

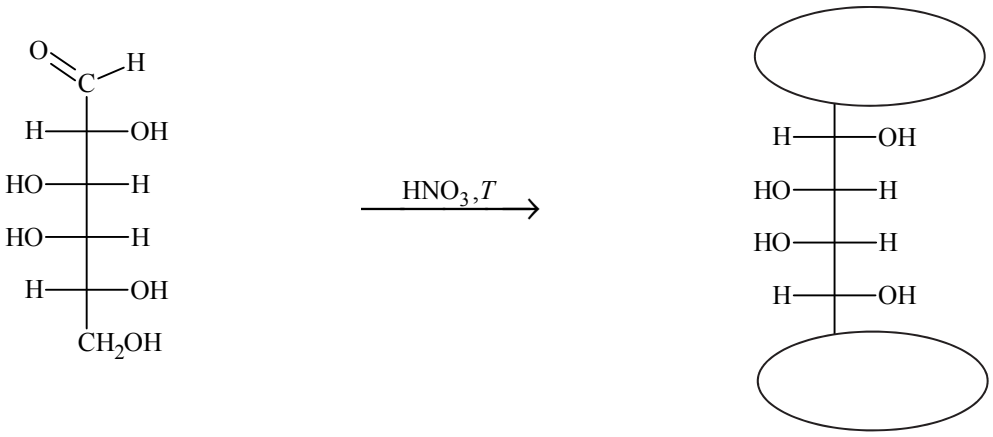
Zadanie 37. (0–1)

Aldozy utleniają się tak samo łatwo, jak inne aldehydy, dlatego redukują np. odczynnik Tollensa. Działanie na aldozę kwasem azotowym(V), który jest silnym utleniaczem, skutkuje utlenieniem nie tylko grupy –CHO, lecz także grupy $–CH_2OH$. Produktami utlenienia aldoz kwasem azotowym(V) są kwasy dikarboksylowe.

Na podstawie: R. Morrison, R. Boyd, *Chemia organiczna*, Warszawa 1985.

Przeprowadzono reakcję chemiczną, w której na D-galaktozę podziałano kwasem azotowym(V).

Uzupełnij poniższy schemat – wpisz w zaznaczone pola wzory odpowiednich fragmentów cząsteczki związku organicznego. Oceń, czy cząsteczka powstałego związku organicznego jest chiralna. Uzasadnij odpowiedź.



Ocena wraz z uzasadnieniem: .....

.....

.....

Zadanie 38.

W czterech naczyniach (I–IV) znajdowały się cztery różne wodne roztwory: fruktozy, glukozy, skrobi i albuminy (białka występującego m.in. w jajach kurzych). W celu ich identyfikacji przeprowadzono trzy serie doświadczeń.

W pierwszej serii doświadczeń, po dodaniu wodno-alkoholowego roztworu jodu do próbek pobranych z czterech naczyń, próbka z naczynia I przyjęła granatowe zabarwienie.

W drugiej serii doświadczeń, po dodaniu etanolu do próbek pobranych z trzech naczyń (II, III i IV), w próbce z naczynia II pojawił się biały, kłaczkowaty osad.

W trzeciej serii doświadczeń, po dodaniu wodnego roztworu bromu z dodatkiem wodorowęglanu sodu do próbek pobranych z dwóch naczyń (III i IV), próbka z naczynia III przyjęła trwałe pomarańczowe zabarwienie. Próbka z naczynia IV po pewnym czasie stała się bezbarwna.

Zadanie 38.1. (0–1)

Podaj nazwy związków, które zidentyfikowano podczas przeprowadzonych trzech serii doświadczeń.

Naczynie I: .....

Naczynie II: .....

Naczynie III: .....

Naczynie IV: .....

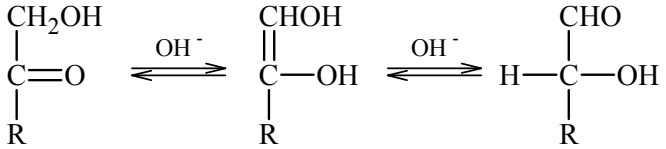
Zadanie 38.2. (0–1)

Podaj nazwę procesu, który w drugiej serii doświadczeń, po dodaniu etanolu do próbek pobranych z trzech naczyń (II, III i IV), był przyczyną pojawienia się białego, kłaczkowatego osadu w próbce z naczynia II.

.....

Zadanie 39. (0–1)

W roztworze o odczynie zasadowym ketony, których cząsteczki zawierają grupę –OH przy atomie węgla połączonym z atomem węgla grupy karbonylowej, ulegają izomeryzacji. Tę przemianę ilustruje poniższy schemat.



Przeprowadzono doświadczenie, w którym do dwóch probówek – w jednej probówce znajdował się wodny roztwór glukozy, a w drugiej wodny roztwór fruktozy – dodano zalkalizowaną zawiesinę wodorotlenku miedzi(II). Następnie zawartość każdej probówki wymieszano i ogrzano.

Odpowiedz na poniższe pytanie. Wpisz TAK albo NIE do tabeli i podaj uzasadnienie. W uzasadnieniu odwołaj się do konsekwencji procesu opisanego w informacji oraz nazwij właściwości cukrów, które potwierdzono opisanym doświadczeniem.

Czy po dodaniu do probówek z wodnymi roztworami glukozy i fruktozy zalkalizowanej zawiesiny wodorotlenku miedzi(II), a następnie po wymieszaniu i ogrzaniu zawartości każdej probówki zaobserwowano różne objawy reakcji?	

Uzasadnienie: .....

.....

.....

.....

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	37.	38.1.	38.2.	39.
	Maks. liczba pkt	1	1	1	1
	Uzyskana liczba pkt				

Zadanie 40. (0–1)

Hydrolizę sacharozy można opisać równaniem:

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \xrightarrow{HCl} C_6H_{12}O_6 + C_6H_{12}O_6$$

Podczas przebiegu tego procesu w wodnym roztworze o pH = 4,5 mierzono stężenie sacharozy w stałych odstępach czasu i wyniki eksperymentu zestawiono w poniższej tabeli.

czas pomiaru, min	0	30	60	90	120	150	180
$c_{\text{sacharozy}}$, $mol \cdot dm^{-3}$	1,000	0,899	0,807	0,726	0,653	0,587	0,531

Na podstawie: H.E. Avery, D.J. Shaw, *Ćwiczenia rachunkowe z chemii fizycznej*, Warszawa 1974.

Uzupełnij poniższe zdania – wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w nawiasie oraz wpisz wartość stężenia molowego glukozy.

Reakcja hydrolizy sacharozy biegła szybciej w ciągu (pierwszych / ostatnich) 30 minut trwania eksperymentu, ponieważ szybkość reakcji zależy od stężenia substratów, które (maleje / rośnie) w miarę biegu reakcji. Stężenie molowe glukozy w badanym roztworze w czasie równym połowie całkowitego czasu wykonywania pomiarów było równe ..... $mol \cdot dm^{-3}$.

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	40.
	Maks. liczba pkt	1
	Uzyskana liczba pkt	

BRUDNOPIS ***(nie podlega ocenie)***