

WPISUJE ZDAJĄCY

KOD

--	--	--

PESEL

--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

*Miejsce
na naklejkę
z kodem*

**EGZAMIN MATURALNY
Z CHEMII**

POZIOM ROZSZERZONY

MAJ 2014

Instrukcja dla zdającego

1. Sprawdź, czy arkusz egzaminacyjny zawiera 19 stron (zadania 1–39). 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 karty wybranych tablic chemicznych, linijki oraz kalkulatora.
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.

**Czas pracy:
150 minut**

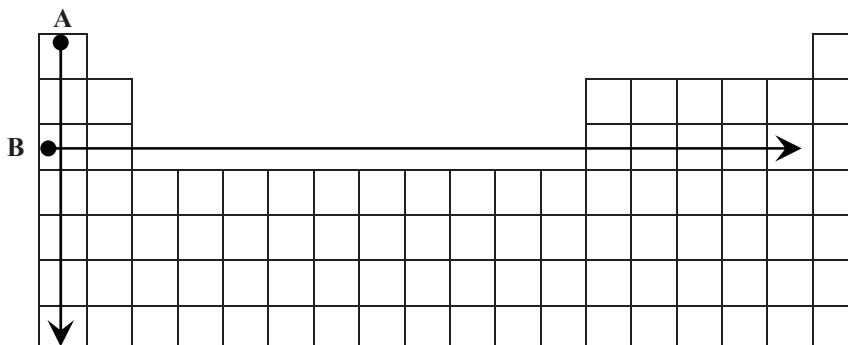
**Liczba punktów
do uzyskania: 60**



MCH-R1_1P-142

Zadanie 1. (2 pkt)

Na rysunku przedstawiono schemat układu okresowego pierwiastków (bez lantanowców i aktynowców), na którym umieszczono strzałki A i B odpowiadające kierunkom zmian wybranych wielkości charakteryzujących pierwiastki chemiczne.

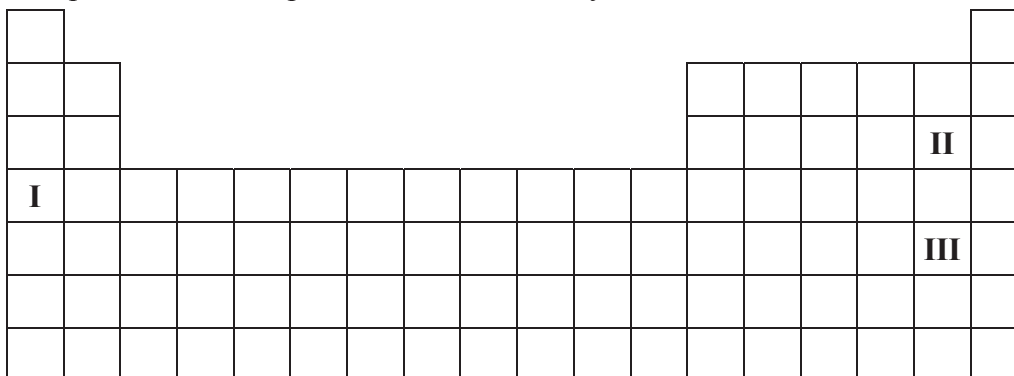


Podkreśl wszystkie wymienione poniżej wielkości, których wzrost wskazują strzałki oznaczone literami A i B.

- Dla pierwiastków 1. grupy strzałka A wskazuje kierunek wzrostu
 najwyższego stopnia utlenienia promienia atomowego promienia jonowego
- Dla pierwiastków grup 1.–2. i 13.–17. okresu III strzałka B wskazuje kierunek wzrostu
 najwyższego stopnia utlenienia promienia atomowego charakteru metalicznego

Zadanie 2. (1 pkt)

Na poniższym schemacie układu okresowego pierwiastków (bez lantanowców i aktynowców) zaznaczono położenie trzech pierwiastków oznaczonych numerami I, II oraz III.

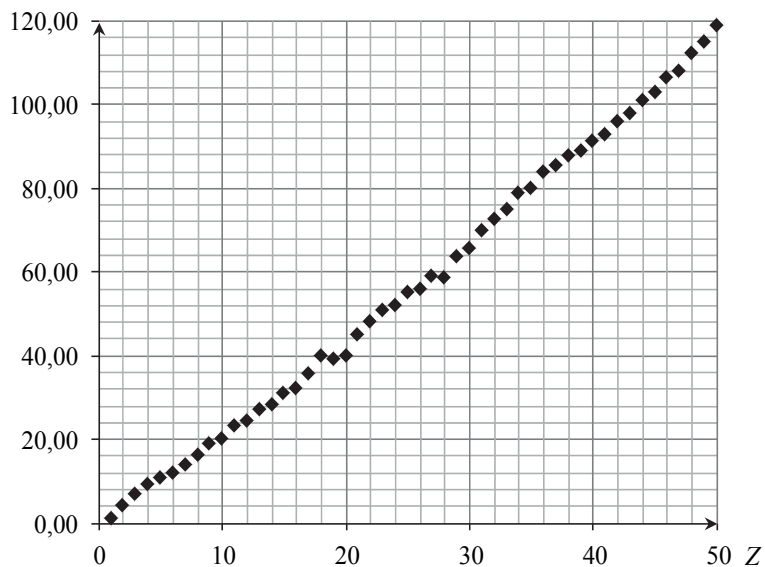


Wypełnij tabelę, wpisując literę P, jeżeli informacja jest prawdziwa, lub literę F, jeżeli jest fałszywa.

Informacja	P/F
1. Pierwiastek I jest aktywnym metalem. Tworzy wodorek, w którym wodór przyjmuje stopień utlenienia równy – I.	
2. Atomy pierwiastka II mają silniejszą tendencję do przyłączania elektronu niż atomy pierwiastka III. W konsekwencji pierwiastek II jest silniejszym utleniaczem niż pierwiastek III.	
3. Wodorki pierwiastków II oraz III, rozpuszczając się w wodzie, ulegają dysocjacji jonowej. Stała dysocjacji wodorku pierwiastka II jest większa od stałej dysocjacji wodorku pierwiastka III.	

Zadanie 3. (2 pkt)

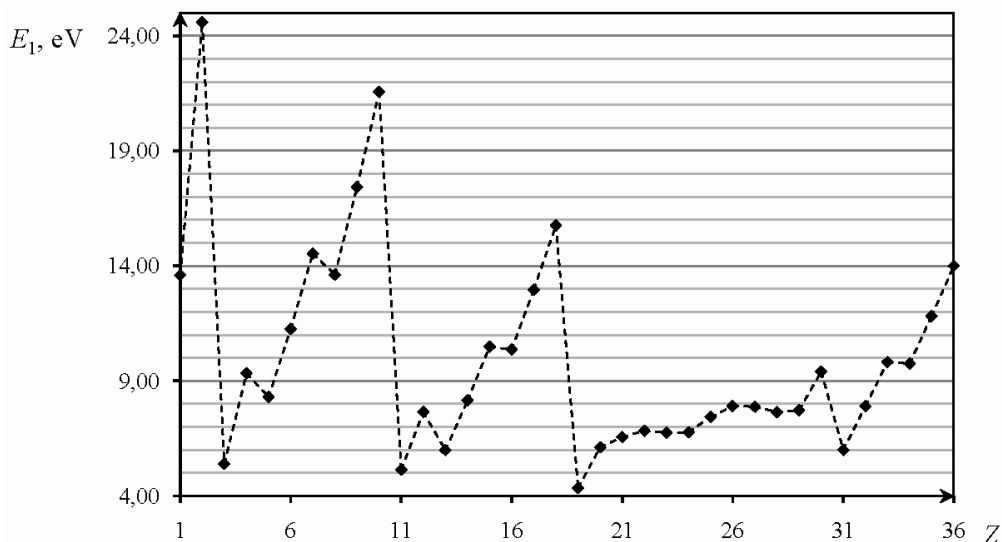
Na poniższym wykresie przedstawiono zależność pewnej makroskopowej wielkości charakteryzującej pierwiastki chemiczne w funkcji ich liczby atomowej Z .



- a) **Opisz oś pionową wykresu, podając nazwę tej wielkości oraz jednostkę, w jakiej jest ona wyrażana.**

Opis osi pionowej:

Pierwsza energia jonizacji E_1 to najmniejsza energia potrzebna do oddzielenia pierwszego (o najwyższej energii) elektronu od atomu. Poniższy wykres przedstawia zależność pierwszej energii jonizacji atomów pierwiastków z czterech pierwszych okresów układu okresowego od liczby atomowej Z tych pierwiastków.



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

- b) **Uzupełnij zdanie. Wybierz i podkreśl numer grupy pierwiastków spośród podanych w nawiasie.**

W danym okresie układu okresowego największą wartość pierwszej energii jonizacji E_1 mają pierwiastki (pierwszej / trzeciej / siedemnastej / osiemnastej) grupy.

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	1.	2.	3a)	3b)
	Maks. liczba pkt	2	1	1	1
	Uzyskana liczba pkt				

Zadanie 4. (1 pkt)

W poniższej tabeli przedstawiono masy atomowe i zawartość procentową trwałych izotopów galu występujących w przyrodzie.

Symbol	Masa atomowa izotopu, u	Zawartość procentowa, %
^{69}Ga	68,9	60,1
^{71}Ga	70,9	39,9

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

Oblicz masę atomową galu. Wynik zaokrąglij do pierwszego miejsca po przecinku.

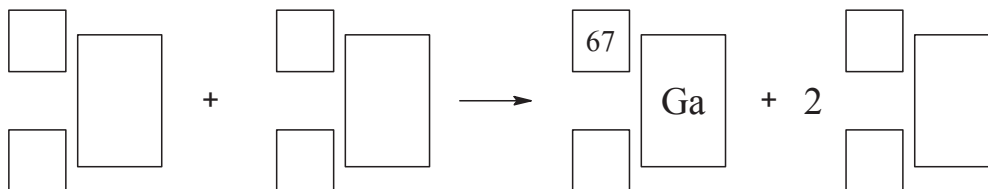
Obliczenia:

Odpowiedź:

Zadanie 5. (1 pkt)

Radioaktywny izotop galu o liczbie masowej równej 67 jest stosowany w medycynie nuklearnej. Otrzymuje się go w reakcji zachodzącej podczas bombardowania protonami jąder izotopu cynku o liczbie masowej równej 68.

Napisz równanie opisanego procesu, uzupełniając poniższy schemat.

**Zadanie 6. (1 pkt)**

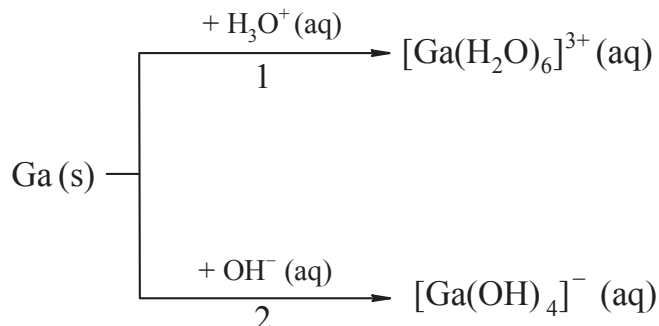
W stanie podstawowym atom galu ma jeden niesparowany elektron.

Uzupełnij zdania. Wybierz i podkreśl symbol typu podpowłoki oraz wartość głównej i pobocznej liczby kwantowej spośród podanych w nawiasach.

Niesparowany elektron atomu galu w stanie podstawowym należy do podpowłoki typu (s / p / d). Główna liczba kwantowa n opisująca stan tego elektronu wynosi (2 / 3 / 4), a poboczna liczba kwantowa l jest równa (0 / 1 / 2 / 3).

Zadanie 7. (2 pkt)

Gal jest metalem, który roztwarza się w mocnych kwasach oraz mocnych zasadach. W reakcjach tych tworzy sole, przechodząc na stopień utlenienia III. Drugi produkt tych reakcji jest taki sam jak w reakcjach glinu z mocnymi kwasami i zasadami. Poniżej przedstawiono schemat reakcji galu z mocnymi kwasami i zasadami.



Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji oznaczonych numerami 1 i 2.

1:

2:

Zadanie 8. (2 pkt)

Po wrzuceniu 0,720 g magnezu do 0,150 dm³ kwasu solnego o stężeniu 0,120 mol · dm⁻³ zaszła reakcja opisana równaniem:



Oblicz stężenie molowe kwasu solnego w momencie, gdy przereagowało 20% masy magnezu. W obliczeniach przyjmij, że objętość roztworu się nie zmienia. Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

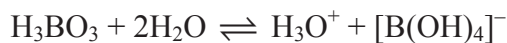
Obliczenia:

Odpowiedź:

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	4.	5.	6.	7.	8.
	Maks. liczba pkt	1	1	1	2	2
	Uzyskana liczba pkt					

Informacja do zadań 9.–12.

Kwas ortoborowy H_3BO_3 jest bardzo słabym jednoprotowym kwasem, który w roztworach wodnych działa nie jako donor protonów, lecz jako akceptor jonów wodorotlenkowych, reagując z wodą zgodnie z równaniem:



Stała równowagi tej reakcji jest równa $5,8 \cdot 10^{-10}$.

W obecności środków odciągających wodę, np. stężonego H_2SO_4 , kwas ortoborowy tworzy z alkoholami estry.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

Zadanie 9. (2 pkt)

Narysuj wzór elektronowy cząsteczki kwasu ortoborowego, oznaczając kreskami wiązania oraz wolne pary elektronowe. Wyjaśnij, dlaczego kwas borowy jest akceptorem jonów wodorotlenkowych.

Wzór:

Wyjaśnienie:

.....

.....

Zadanie 10. (1 pkt)

Nazwij typ wiązania (ze względu na sposób jego powstawania), jakie tworzy się między atomem boru w cząsteczce kwasu ortoborowego i anionem wodorotlenkowym.

.....

Zadanie 11. (1 pkt)

Według teorii Arrheniusa kwasy to związki dysocjujące w roztworze wodnym na kationy wodoru i aniony reszty kwasowej. Brønsted zdefiniował kwasy jako donory protonów. Oznacza to, że kwasy to cząsteczki i jony oddające proton. Zgodnie z teorią Lewisa kwasem nazywamy atom, cząsteczkę lub jon będący akceptorem jednej lub kilku par elektronów.

Wybierz teorię kwasów i zasad, zgodnie z którą H_3BO_3 – na podstawie reakcji z wodą opisaną powyżej – jest kwasem. Uzupełnij poniższe zdanie, podkreślając nazwisko autora tej teorii.

Na podstawie opisaney reakcji z wodą można stwierdzić, że H_3BO_3 jest kwasem według teorii kwasów i zasad (Arrheniusa / Brønsteda / Lewisa).

Zadanie 12. (1 pkt)

Napisz, posługując się wzorami półstrukturalnymi (grupowymi) związków organicznych, równanie reakcji kwasu ortoborowego z metanolem, w której stosunek molowy kwasu do alkoholu jest równy 1 : 3.

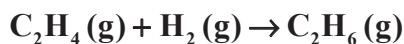
Zadanie 13. (2 pkt)

W tabeli podano wartości standardowej molowej entalpii trzech reakcji.

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

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 $\Delta H_{\text{x}}^{\circ}$, która zachodzi zgodnie z równaniem:



Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

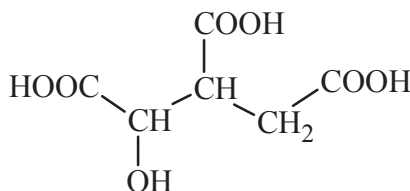
Obliczenia:

Odpowiedź:

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	9.	10.	11.	12.	13.
	Maks. liczba pkt	2	1	1	1	2
	Uzyskana liczba pkt					

Informacja do zadań 14.–16.

Kwas cytrynowy (kwas 2-hydroksypropano-1,2,3-trikarboksylowy) o składzie $C_6H_8O_7$ spełnia ważną funkcję w metabolizmie organizmów jako produkt przejściowy cyklu Krebsa, w którym ulega izomeryzacji do kwasu izocytrynowego o następującym wzorze:

**Zadanie 14. (1 pkt)**

Podaj nazwę systematyczną kwasu izocytrynowego.

Zadanie 15. (1 pkt)

Napisz wzór półstrukturalny (grupowy) kwasu cytrynowego.

Zadanie 16. (2 pkt)

Przeanalizuj budowę cząsteczek kwasu cytrynowego i izocytrynowego ze względu na możliwość wystąpienia enancjomerii (izomerii optycznej). Wpisz w tabeli liczbę asymetrycznych atomów węgla w cząsteczkach tych kwasów oraz liczbę enancjomerów (izomerów optycznych) lub zaznacz ich brak.

Kwas	Liczba asymetrycznych atomów węgla	Liczba enancjomerów
cytrynowy		
izocytrynowy		

Zadanie 17. (2 pkt)

Do wodnego roztworu kwasu cytrynowego dodano nadmiar wodnego roztworu wodorowęglanu sodu $NaHCO_3$. Stwierdzono, że temperatura mieszaniny poreakcyjnej jest znacznie niższa niż temperatura roztworów przed ich zmieszaniem. Zaobserwowano także wydzielanie bezbarwnego gazu.

a) Spośród podanych zależności wybierz i podkreśl tę, która jest prawdziwa dla entalpii procesu dokonującego się w opisanym doświadczeniu.

$$\Delta H < 0 \quad \Delta H = 0 \quad \Delta H > 0$$

- b) Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji, która zaszła w czasie doświadczenia. Przyjmij, że kwas cytrynowy przereagował z wodorowęglanem sodu w stosunku molowym 1:3. Zastosuj następujący wzór kwasu cytrynowego: $C_3H_4(OH)(COOH)_3$.

Zadanie 18. (2 pkt)

W temperaturze 20 °C rozpuszczalność uwodnionego węglanu sodu o wzorze $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$ wynosi 21,5 grama w 100 gramach wody.

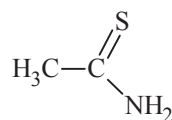
Oblicz, jaki procent masy roztworu nasyconego w temperaturze 20 °C stanowi masa soli bezwodnej Na_2CO_3 . Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

Odpowiedź:

Zadanie 19. (1 pkt)

Wytrącanie trudno rozpuszczalnych siarczków metali jest ważną metodą analityczną. W tych reakcjach jako odczynnik stosowany jest siarkowodór, który uzyskuje się w wyniku hydrolizy amidu kwasu tiooctowego (tioacetamidu) o wzorze



W wyniku hydrolizy tioacetamidu powstają siarkowodór i etanian (octan) amonu.

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

Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji hydrolizy tioacetamidu, posługując się wzorami półstrukturalnymi (grupowymi) reagentów organicznych.

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	14.	15.	16.	17a)	17b)	18.	19.
	Maks. liczba pkt	1	1	2	1	1	2	1
	Uzyskana liczba pkt							

Zadanie 20. (1 pkt)

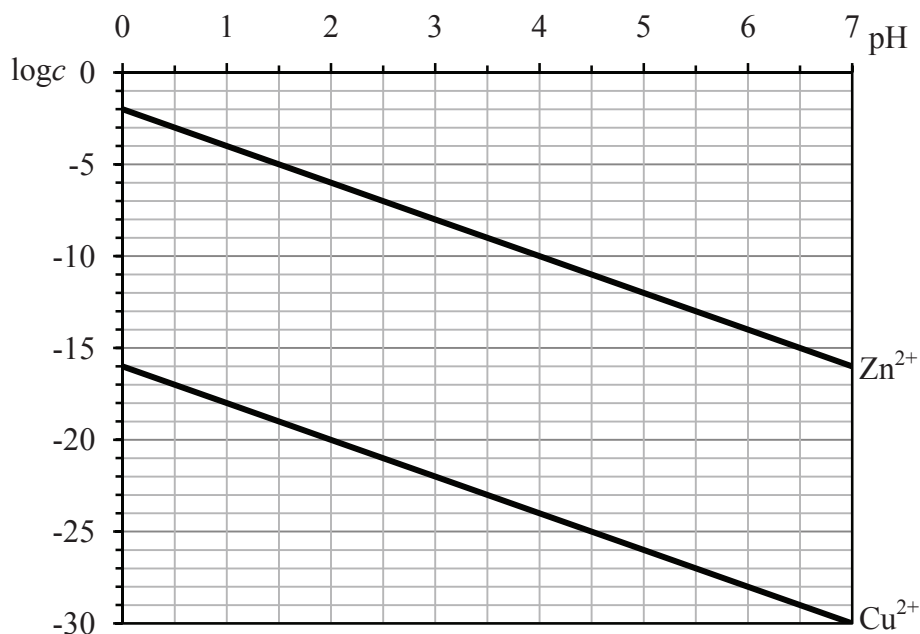
Napisz równania reakcji etapów dysocjacji kwasu siarkowodorowego, którym odpowiadają wartości stałej dysocjacji podane w tabeli.

Stała dysocjacji K_a	Równanie reakcji
$1 \cdot 10^{-18}$	
$1 \cdot 10^{-7}$	

Zadanie 21. (1 pkt)

Siarczki są solami słabego kwasu siarkowodorowego, dlatego możliwość ich wytrącenia zależy nie tylko od iloczynu rozpuszczalności, lecz także od pH roztworu. W roztworach o niskim pH stężenie jonów siarczkowych jest bardzo małe, więc stężenie jonów metalu musi być odpowiednio duże, aby został przekroczony iloczyn rozpuszczalności. Dla roztworu o znanym pH można obliczyć najmniejsze stężenie molowe kationów danego metalu c , jakie musi istnieć w roztworze o tym pH, aby zaczął się wytrącać osad siarczku tego metalu.

Na poniższym wykresie przedstawiono zależność logarytmu z najmniejszego stężenia c kationów Cu^{2+} i Zn^{2+} ($\log c$), przy którym następuje strącanie siarczków miedzi(II) i cynku, od pH roztworu.



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

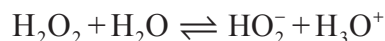
Przygotowano dwa roztwory wodne, których pH było równe 1. Roztwór I zawierał jony Zn^{2+} o stężeniu c równym $10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, a roztwór II zawierał jony Cu^{2+} o stężeniu c równym $10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Czy w roztworze I wytrąci się osad ZnS , a w roztworze II osad CuS ? Wpisz TAK albo NIE w odpowiednie rubryki tabeli.

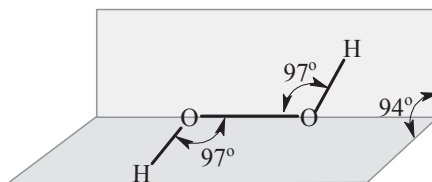
W roztworze I wytrąci się osad ZnS .	
W roztworze II wytrąci się osad CuS .	

Informacja do zadania 22. i 23.

Nadtlenek wodoru H_2O_2 jest gęstą, syropowatą cieczą, która miesza się z wodą w każdym stosunku. W roztworach wodnych ulega w niewielkim stopniu dysocjacji według równania:



Przestrzenne rozmieszczenie atomów w cząsteczce nadtlenku wodoru ilustruje poniższy rysunek.



Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

Zadanie 22. (1 pkt)

Korzystając z informacji na temat dysocjacji nadtlenku wodoru w wodzie, wypełnij tabelę, wpisując literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F, jeżeli jest fałszywe.

Zdanie	P/F
1. Nadtlenek wodoru jest kwasem Brønsteda, a sprzężoną z nim zasadą jest jon OH^- .	
2. Woda jest akceptorem protonów pochodzących od sprzężonego z nią kwasu Brønsteda, którym jest nadtlenek wodoru.	
3. Cząsteczka H_2O_2 i jon HO_2^- stanowią sprzężoną parę kwas – zasada w ujęciu teorii Brønsteda.	

Zadanie 23. (3 pkt)

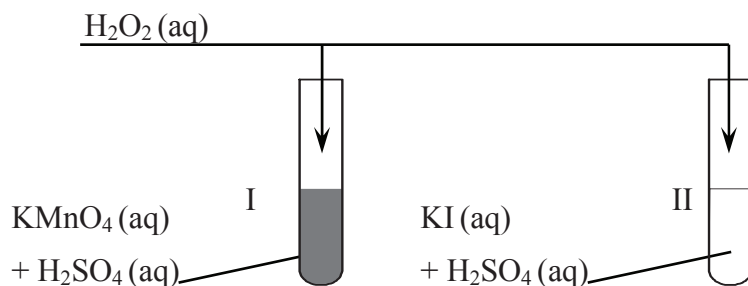
Korzystając z informacji na temat struktury cząsteczki nadtlenku wodoru, uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

- W cząsteczce nadtlenku wodoru atomy wodoru połączone są z atomami tlenu wiązaniami kowalencyjnymi (spolaryzowanymi / niespolaryzowanymi), a między atomami tlenu występuje wiązanie kowalencyjne (spolaryzowane / niespolaryzowane).
- Cząsteczka nadtlenku wodoru jest (polarna / niepolarna).
- Kształt cząsteczki nadtlenku wodoru można wyjaśnić, jeśli się założy hybrydyzację typu (sp^3 / sp^2 / sp) walencyjnych orbitali atomowych tlenu.

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	20.	21.	22.	23.
	Maks. liczba pkt	1	1	1	3
	Uzyskana liczba pkt				

Informacja do zadań 24.–26.

Do probówek zawierających zakwaszone roztwory wodne odpowiednio manganianu(VII) potasu (probówka I) i jodku potasu (probówka II) dodano roztwór wodny nadtlenku wodoru. Zaobserwowano zmiany barwy zawartości obu probówek i inne objawy świadczące o przebiegu reakcji chemicznych.



W tabeli podano wartości standardowych potencjałów wybranych układów redoks.

Równanie reakcji	Standardowy potencjał E° , V
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	1,766
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	1,507
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}_2$	0,695
$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	0,536

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

Zadanie 24. (2 pkt)

Opisz obserwowane zmiany barwy, które świadczą o przebiegu reakcji w probówkach I i II (uwzględnij barwę zawartości obu probówek przed reakcją i po jej zajściu).

Probówka I:

.....

Probówka II:

.....

Zadanie 25. (2 pkt)

Podaj wzór chemiczny utleniacza i reduktora w reakcjach zachodzących w probówkach I i II.

Probówka	Wzór utleniacza	Wzór reduktora
I		
II		

Zadanie 26. (2 pkt)

Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji chemicznych, które przebiegły w probówkach I i II.

Probówka I:

.....

Probówka II:

.....

Zadanie 27. (2 pkt)

Jeżeli w reakcji redoks biorą udział jony H^+ , to potencjał układu zależy od stężenia tych jonów, czyli od pH roztworu. Dla takich układów potencjał odnosi się do roztworów, w których $c_{H^+} = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, a więc $pH = 0$. Wartości potencjałów redoks wielu ważnych biologicznie układów utleniacz – reduktor przedstawiane są dla przyjętego przez biochemików stanu, w którym $pH = 7$, $p = 1013 \text{ hPa}$, $T = 298 \text{ K}$. Różnica pH roztworu wpływa na wartość potencjału półogniwa. Potencjał półogniwa wodorowego E_{H_2/H^+} w środowisku o pH różnym od zera można obliczyć (w woltach), korzystając z następującej zależności:

$$E_{H_2/H^+} = E_{H_2/H^+}^{\circ} + 0,06 \log c_{H^+}$$

gdzie E_{H_2/H^+}° oznacza potencjał standardowy półogniwa wodorowego.

Na podstawie: Lubert Stryer, *Biochemia*, Warszawa 2003 oraz K.-H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007.

a) Oblicz potencjał półogniwa wodorowego w stanie, w którym $pH = 7$, $p = 1013 \text{ hPa}$, $T = 298 \text{ K}$.

.....

.....

Poniżej przedstawiono równania reakcji i potencjały redoks dwóch układów biologicznych dla $pH = 7$, $p = 1013 \text{ hPa}$, $T = 298 \text{ K}$.

Równanie reakcji	Potencjał E , V
$\frac{1}{2}O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2O$	0,82
$NAD^+ + H^+ + 2e^- \rightleftharpoons NADH$	-0,32

b) Oceń, czy reakcja zilustrowana równaniem $H_2O + NAD^+ \rightarrow \frac{1}{2}O_2 + H^+ + NADH$ zachodzi samorzutnie, czy do jej zajścia konieczne jest dostarczenie energii. Uzupełnij poniższe zdanie: wybierz i podkreśl jedno określenie w każdym nawiasie.

Aby mogła zajść opisana reakcja, (jest / nie jest) konieczne dostarczenie energii, ponieważ woda jest reduktorem (silniejszym / słabszym) niż NADH.

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	24.	25.	26.	27a)	27b)
	Maks. liczba pkt	2	2	2	1	1
	Uzyskana liczba pkt					

Zadanie 28. (2 pkt)

Elektroliza wodnego roztworu chlorku sodu na elektrodach grafitowych przebiega zgodnie z równaniem:



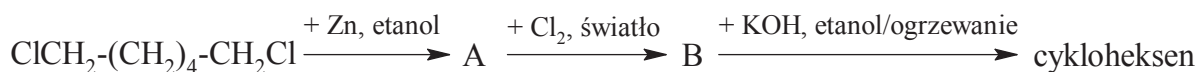
Oblicz, ile sekund trwała elektroliza, jeśli otrzymano 10 cm^3 wodoru (w przeliczeniu na warunki normalne), a natężenie prądu przepuszczanego przez elektrolizer wynosiło 1 A. Stała Faradaya $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$. Wynik zaokrąglaj do liczb całkowitych.

Obliczenia:

Odpowiedź:

Zadanie 29. (3 pkt)

Poniżej przedstawiono ciąg przemian prowadzących do powstania cykloheksenu.



Uzupełnij tabelę, wpisując wzory półstrukturalne (grupowe) lub uproszczone związków organicznych oznaczonych na schemacie literami A i B oraz wzór cykloheksenu.

Związek A	Związek B	Cykloheksen

Zadanie 30. (1 pkt)

Benzen wrze pod ciśnieniem 1000 hPa (1 bar) w temperaturze 352,2 K. Standardowa molowa entalpia parowania benzenu w temperaturze przemiany wynosi $30,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

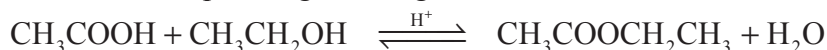
P.W. Atkins, *Chemia fizyczna*, Warszawa 2001.

Na podstawie powyższej informacji oceń, czy skraplanie benzenu w temperaturze 352,2 K jest przemianą egzo- czy endotermiczną.

.....

Informacja do zadań 31.–33.

Reakcja kwasu etanowego (octowego) z etanolem prowadzona w obecności mocnego kwasu jest reakcją odwracalną, która przebiega według równania:



Stężeniowa stała równowagi tej reakcji w temperaturze 25 °C wynosi $K_c = 4,0$.

Badając kinetykę reakcji kwasu etanowego z etanolem w środowisku wodnym, stwierdzono, że względny rząd reakcji dla etanolu i kwasu etanowego wynosi 1, a całkowity rząd reakcji jest równy 2. Rząd reakcji ze względu na wybrany substrat to wykładnik potęgi, w której stężenie molowe danego substratu występuje w równaniu kinetycznym tej reakcji.

Na podstawie: P. Mastalerz, *Chemia organiczna*, Wrocław 2000.

Zadanie 31. (1 pkt)

Napisz równanie kinetyczne opisanej reakcji estryfikacji.

.....

Zadanie 32. (2 pkt)

W naczyniu o objętości V zmieszano w temperaturze 25 °C 1 mol kwasu etanowego i 1 mol etanolu. Do otrzymanej mieszaniny dodano niewielką ilość stężonego kwasu siarkowego(VI).

Oblicz, ile moli kwasu etanowego pozostało w mieszaninie po ustaleniu się stanu równowagi.

Obliczenia:

Odpowiedź:

Zadanie 33. (1 pkt)

Podkreśl wszystkie wymienione poniżej działania, które spowodują zwiększenie wydajności opisanej reakcji estryfikacji w temperaturze 25 °C.

.....
dodanie etanolu

dodanie wody

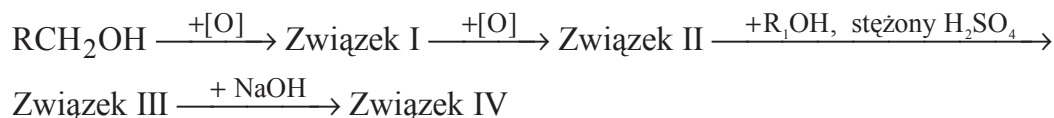
dodanie katalizatora

dodanie obojętnej wobec reagentów substancji higroskopijnej

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	28.	29.	30.	31.	32.	33.
	Maks. liczba pkt	2	3	1	1	2	1
	Uzyskana liczba pkt						

Zadanie 34. (2 pkt)

Poniżej przedstawiono schemat przemian, jakim ulegają pochodne węglowodorów. Symbolami R i R₁ oznaczono grupy alkilowe.

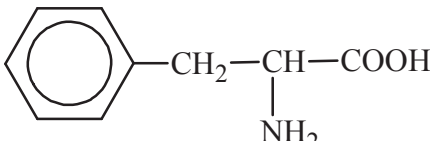


Wypełnij tabelę, wpisując ogólne wzory pochodnych związku RCH₂OH, które na schemacie oznaczono numerami I–IV.

Numer związku	Wzór ogólny związku
I	
II	
III	
IV	

Informacja do zadań 35.–38.

W poniższej tabeli przedstawiono wybrane dane na temat czterech aminokwasów białkowych. Symbol pI oznacza punkt izoelektryczny, który jest taką wartością pH roztworu, w którym stężenie jonu obojnego osiąga maksymalną wartość, natomiast stężenia formy anionowej i kationowej mają jednakową, najmniejszą wartość.

Nazwa aminokwasu	Skrót	Wzór	pI
Alanina	Ala	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	6,00
Kwas asparaginowy	Asp	$\text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2$	2,77
Lizyna	Lys	$\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2$	9,74
Fenylalanina	Phe		5,48

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

Zadanie 35. (1 pkt)

Określ liczbę wszystkich możliwych organicznych niecyklicznych produktów kondensacji jednej cząsteczki alaniny z jedną cząsteczką kwasu asparaginowego.

.....

Zadanie 36. (1 pkt)

Napisz wzór tej formy fenyloalaniny, której stężenie jest największe w roztworze o pH równym 5,48.

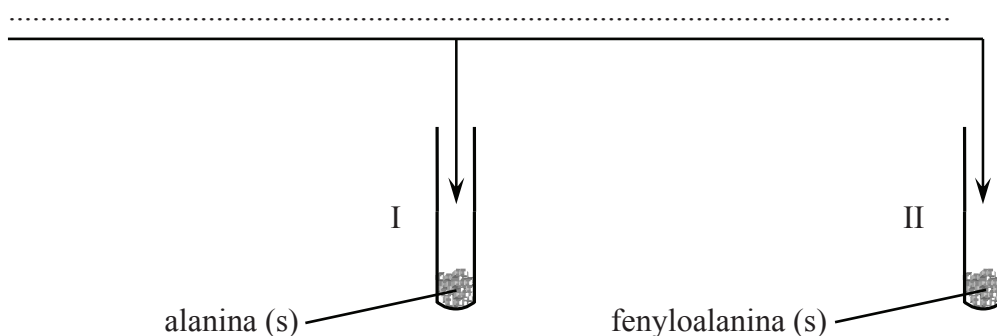
Zadanie 37. (2 pkt)

Zaplanuj doświadczenie, którego przebieg pozwoli na odróżnienie alaniny od fenyloalaniny.

a) Uzupełnij poniższy schemat doświadczenia, wpisując nazwę odczynnika, po którego dodaniu do obu probówek i ogrzaniu ich zawartości możliwe będzie zaobserwowanie różnic w przebiegu doświadczenia z udziałem alaniny i fenyloalaniny. Odczynnik wybierz spośród następujących:

- wodny roztwór chlorku żelaza(III)
- świeżo strącony wodorotlenek miedzi(II)
- wodny roztwór wodorotlenku sodu z fenoloftaleiną
- rozcieńczony kwas solny z oranżem metylowym
- mieszanina stężonych kwasów: azotowego(V) i siarkowego(VI)

Wybrany odczynnik:



b) Opisz zmiany możliwe do zaobserwowania w czasie doświadczenia, pozwalające na odróżnienie alaniny od fenyloalaniny.

Probówka I:

.....

Probówka II:

.....

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	34.	35.	36.	37a)	37b)
	Maks. liczba pkt	2	1	1	1	1
	Uzyskana liczba pkt					

Wszystkie arkusze maturalne znajdziesz na stronie: arkuszematuralne.pl

Zadanie 38. (1 pkt)

Wskaż przyczynę różnicy wartości punktu izoelektrycznego kwasu asparaginowego i lizyny.

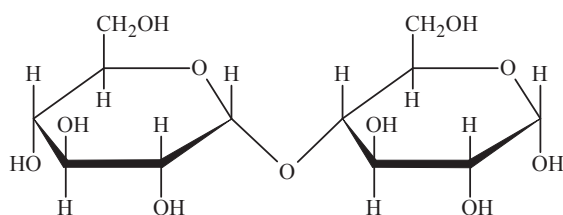
.....

.....

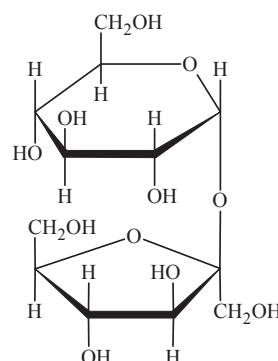
Zadanie 39. (1 pkt)

Poniżej przedstawiono wzory (w projekcji Hawortha) dwóch disacharydów: maltozy i sacharozy.

Maltoza



Sacharoza



W oddzielnych probówkach przygotowano wodne roztwory maltozy oraz sacharozy i dodano do nich świeżo strącony wodorotlenek miedzi(II). Następnie zawartość obu probówek zalkalizowano i ogrzano. W warunkach doświadczenia w probówce zawierającej roztwór maltozy zaobserwowano powstanie ceglastego osadu, natomiast w probówce z roztworem sacharozy wytrącił się czarny osad.

Wypełnij tabelę, wpisując literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F, jeżeli jest fałszywe.

Zdanie	P/F
1. W reakcji z maltozą wodorotlenek miedzi(II) uległ redukcji do Cu_2O , o czym świadczy powstanie ceglastego osadu.	
2. Czarny osad powstający w probówce z roztworem sacharozy to CuO , który jest produktem rozkładu wodorotlenku miedzi(II).	
3. Sacharoza nie wykazała właściwości redukujących, ponieważ w jej cząsteczkach wiązanie glikozydowe łączy pierwszy atom węgla reszty glukozy z drugim atomem węgla reszty fruktozy.	

Wypełnia egzaminator	Nr zadania	38.	39.
	Maks. liczba pkt	1	1
	Uzyskana liczba pkt		

BRUDNOPIS