

Arkusz zawiera informacje prawnie chronione do momentu rozpoczęcia egzaminu.

Układ graficzny © CKE 2013

**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.

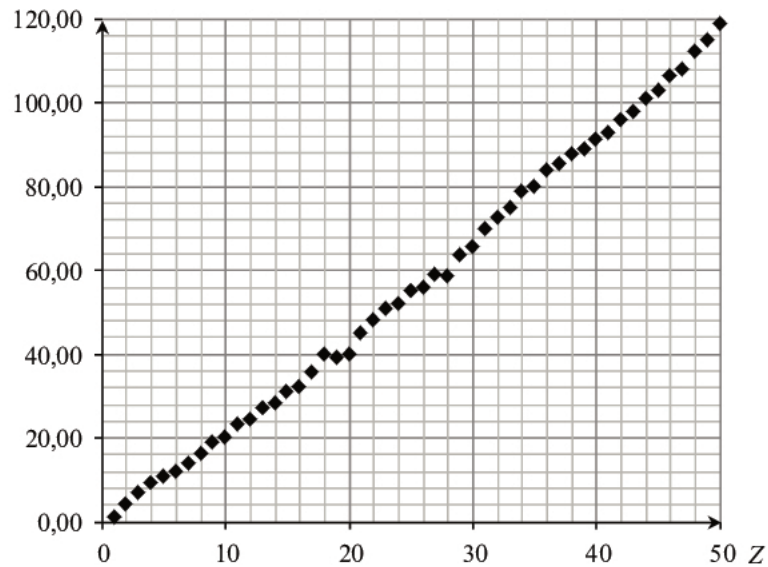


Wypełnij tabelę, wpisując literę P, jeżeli informacja jest prawdziwa, lub literę F, jeżeli jest fałszywa.

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)**

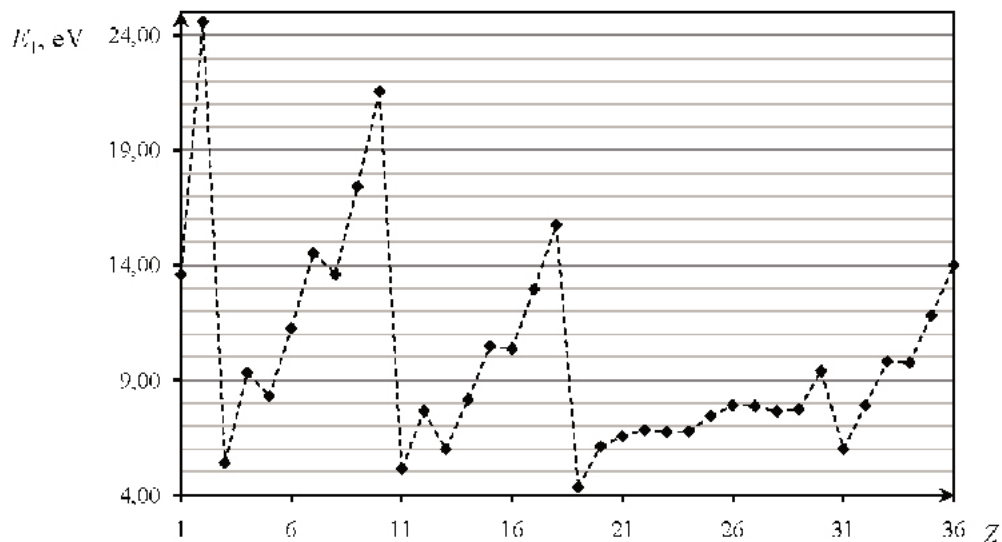
Na poniższym wykresie przedstawiono zależność pewnej makroskopowej wielkości charakteryzującej pierwiastki chemiczne w funkcji ich liczby atomowej  $Z$ .



- 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, %
$^{69}\text{Ga}$	68,9	60,1
$^{71}\text{Ga}$	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.**

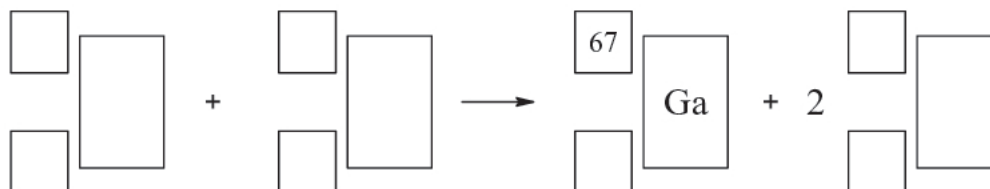
Obliczenia:

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)**

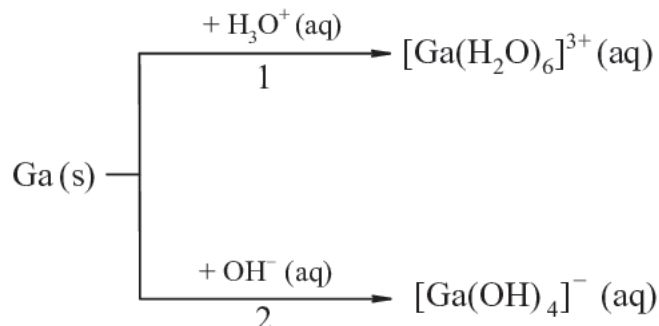
W stanie podstawowym atom galu ma jeden niesparowany elektron.

**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 dm<sup>3</sup> kwasu solnego o stężeniu 0,120 mol · dm<sup>-3</sup> 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.

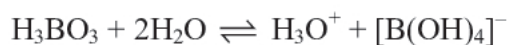
Obliczenia:

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  $\text{H}_3\text{BO}_3$  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  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , 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  $\text{H}_3\text{BO}_3$  – 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  $\text{H}_3\text{BO}_3$  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.

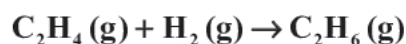
**Zadanie 13. (2 pkt)**

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  $\Delta H_x^\circ$ , która zachodzi zgodnie z równaniem:



Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

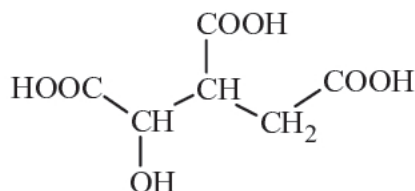
Obliczenia:

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  $\text{NaHCO}_3$ . Stwierdzono, że temperatura mieszaniny porealizyjnej 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.

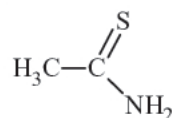
Oblicz, jaki procent masy roztworu nasyconego w temperaturze 20 °C stanowi masa soli bezwodnej  $Na_2CO_3$ . Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

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. Marczenko, *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)**

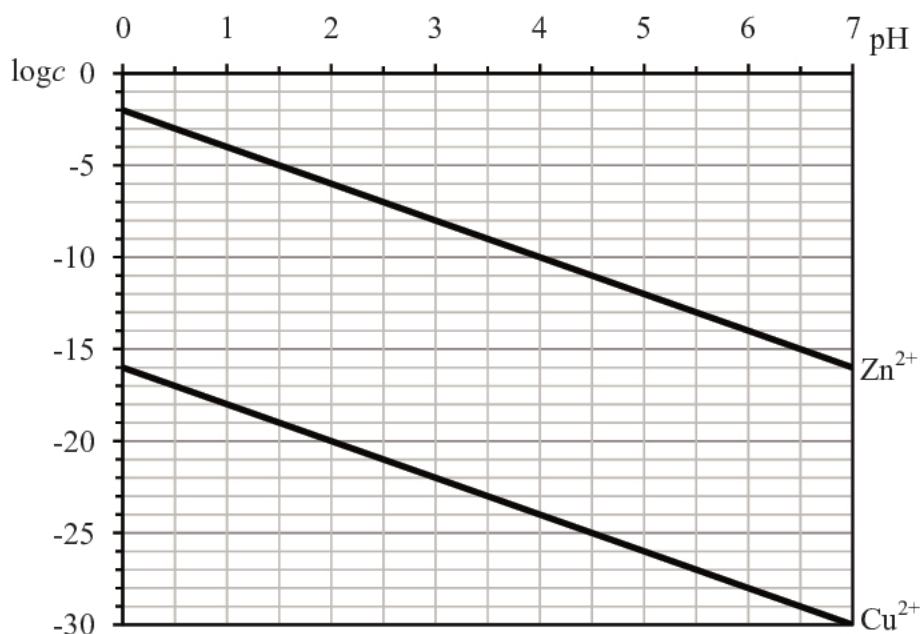
Napisz równania reakcji etapów dysocjacji kwasu siarkowodorowego, którym odpowiadają wartości stałej dysocjacji podane w tabeli.

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  $\text{Cu}^{2+}$  i  $\text{Zn}^{2+}$  ( $\log c$ ), przy którym następuje strącanie siarczków miedzi(II) i cynku, od pH roztworu.



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

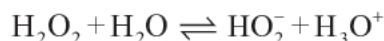
Przygotowano dwa roztwory wodne, których pH było równe 1. Roztwór I zawierał jony  $\text{Zn}^{2+}$  o stężeniu  $c$  równym  $10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ , a roztwór II zawierał jony  $\text{Cu}^{2+}$  o stężeniu  $c$  równym  $10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ .

**Czy w roztworze I wytrąci się osad  $\text{ZnS}$ , a w roztworze II osad  $\text{CuS}$ ? Wpisz TAK albo NIE w odpowiednie rubryki tabeli.**

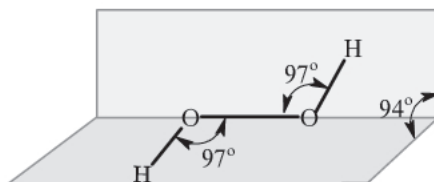
W roztworze I wytrąci się osad $\text{ZnS}$ .	
W roztworze II wytrąci się osad $\text{CuS}$ .	

**Informacja do zadania 22. i 23.**

Nadtlenek wodoru  $\text{H}_2\text{O}_2$  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 $\text{OH}^-$ .	
2. Woda jest akceptorem protonów pochodzących od sprzężonego z nią kwasu Brønsteda, którym jest nadtlenek wodoru.	
3. Cząsteczka $\text{H}_2\text{O}_2$ i jon $\text{HO}_2^-$ stanowią sprzężoną parę kwas – zasada w ujęciu teorii Brønsteda.	

**Zadanie 23. (3 pkt)**

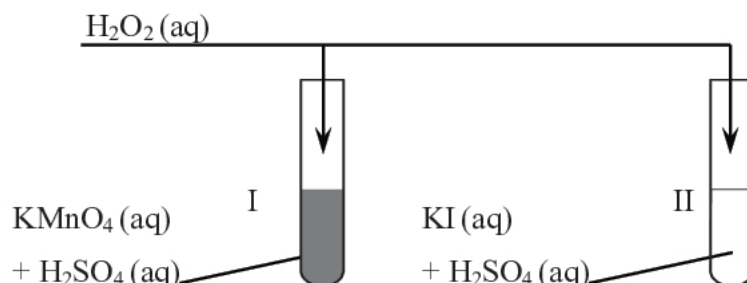
Korzystając z informacji na temat struktury cząsteczki nadtlenku wodoru, uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

- 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 ( $\text{sp}^3$  /  $\text{sp}^2$  /  $\text{sp}$ ) 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 $E^\circ$ , 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  $\text{pH} = 0$ . Wartości potencjałów redoks wielu ważnych biologicznie układów utleniacz – reduktor przedstawiane są dla przyjętego przez biochemików stanu, w którym  $\text{pH} = 7$ ,  $p = 1013 \text{ hPa}$ ,  $T = 298 \text{ K}$ . 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  $E_{H_2/H^+}^{\circ}$  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  $\text{pH} = 7$ ,  $p = 1013 \text{ hPa}$ ,  $T = 298 \text{ K}$ .**

.....

.....

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

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:



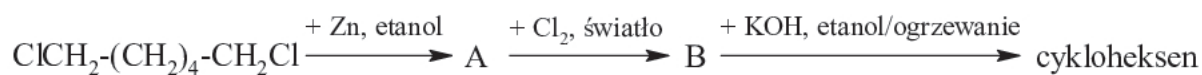
Oblicz, ile sekund trwała elektroliza, jeśli otrzymano  $10 \text{ cm}^3$  wodoru (w przeliczeniu na warunki normalne), a natężenie prądu przepuszczanego przez elektrolizer wynosiło 1 A. Stała Faradaya  $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$ . Wynik zaokrąglaj do liczb całkowitych.

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  $30,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

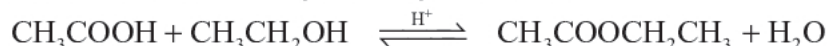
P.W. Atkins, *Chemia fizyczna*, Warszawa 2001.

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

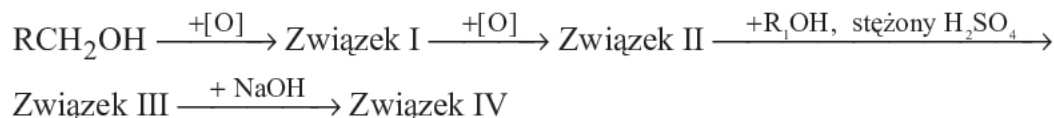
dodanie katalizatora

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 R<sub>1</sub> oznaczono grupy alkilowe.

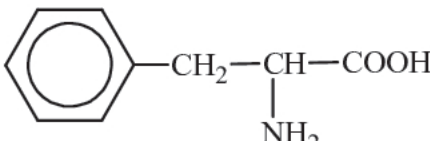


Wypełnij tabelę, wpisując ogólne wzory pochodnych związku RCH<sub>2</sub>OH, które na schemacie oznaczono numerami I–IV.

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.

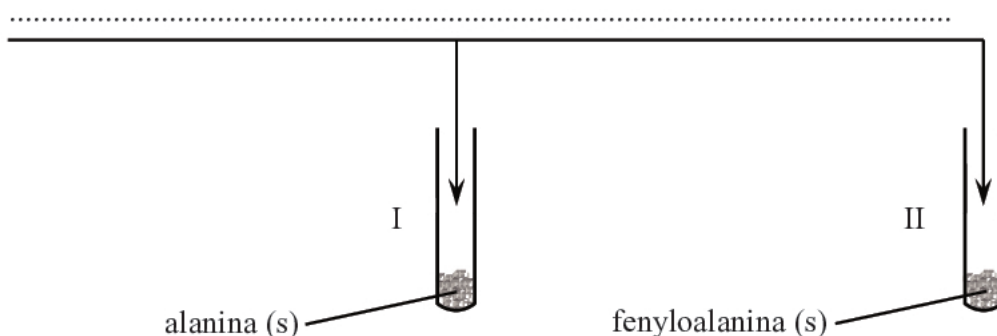
**Zadanie 37. (2 pkt)**

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					

**Zadanie 38. (1 pkt)**

Wskaż przyczynę różnicy wartości punktu izoelektrycznego kwasu asparaginowego i lizyny.

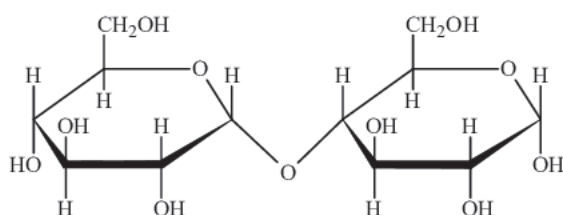
.....

.....

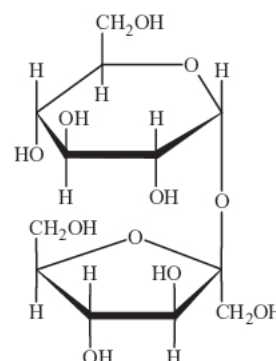
**Zadanie 39. (1 pkt)**

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 $\text{Cu}_2\text{O}$ , o czym świadczy powstanie ceglastego osadu.	
2. Czarny osad powstający w probówce z roztworem sacharozy to $\text{CuO}$ , 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**