CENTRALNA KOMISJA EGZAMINACYJNA

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

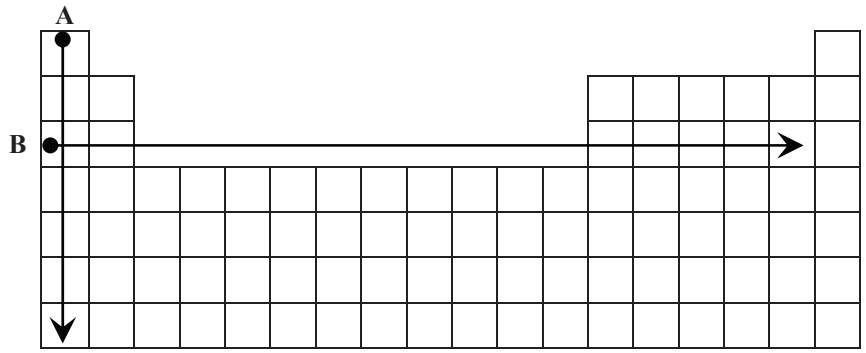
Liczba punktów do uzyskania: 60

MCH-R1_1P-142

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

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 <u>wszystkie</u> wymienione poniżej wielkości, których wzrost wskazują strzałki oznaczone literami A i B.

1. Dla pierwiastków 1. grupy strzałka A wskazuje kierunek wzrostu

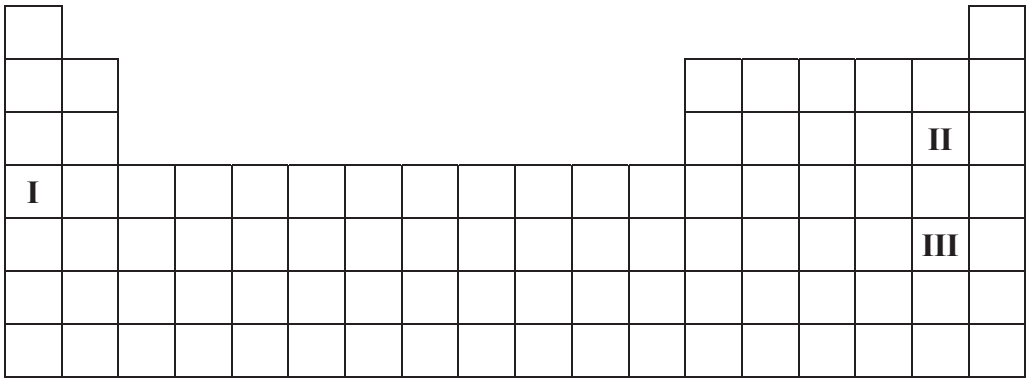
   najwyższego stopnia utlenienia promienia atomowego promienia jonowego

2. 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.



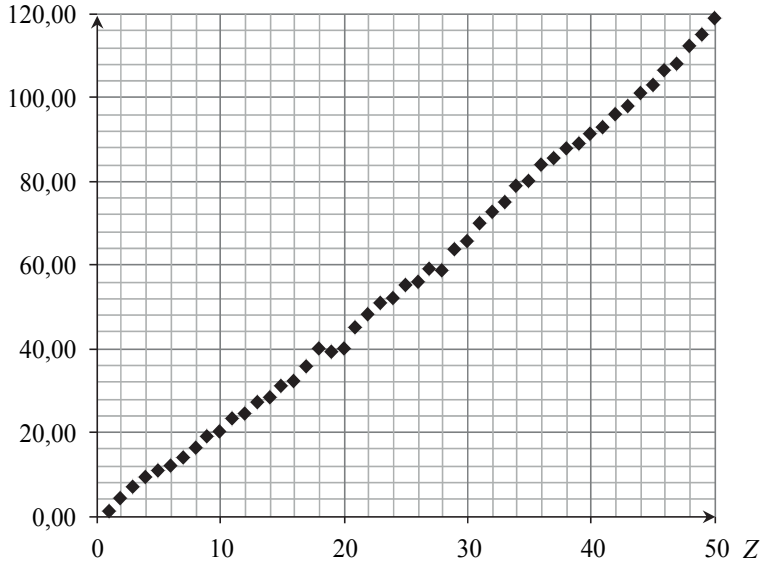
Wypełnij tabelę, wpisując literę P, jeżeli informacja jest prawdziwa, lub literę F, jeżeli jest fałszywa.

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.	

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

Zadanie 3. *(2 pkt)*

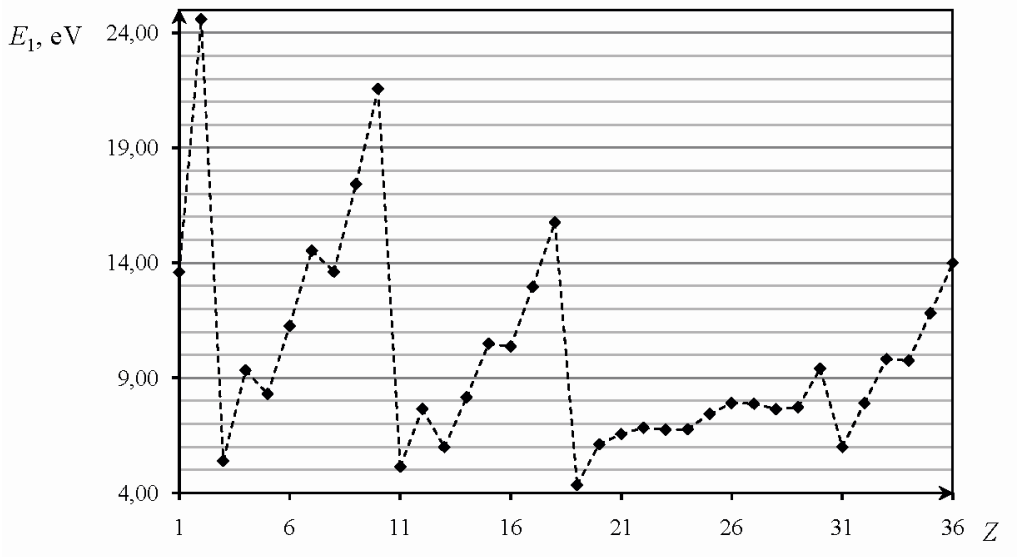
Na poniższym wykresie przedstawiono zależność pewnej makroskopowej wielkości charakteryzującej pierwiastki chemiczne w funkcji ich liczby atomowej *Z*.



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				

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

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.

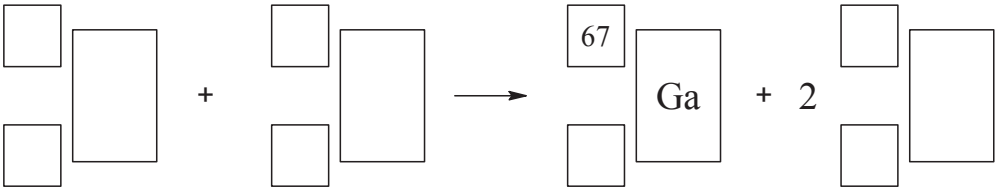
Obliczenia:

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.

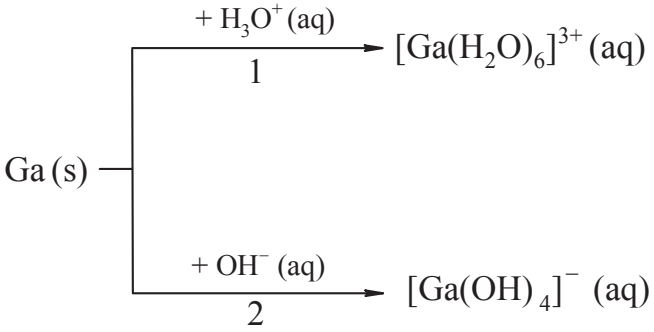
Uzupełnij zdania. Wybierz i podkreśl symbol typu podpowłoki oraz wartość głównej i pobocznej liczby kwantowej spośród podanych w nawiasach.

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).

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

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 <u>w formie jonowej skróconej</u> równania reakcji oznaczonych numerami 1 i 2.

1: .....

2: .....

Zadanie 8. *(2 pkt)*

Po wrzuceniu 0,720 g magnezu do 0,150 dm^3 kwasu solnego o stężeniu 0,120 $mol \cdot dm^{-3}$ zaszła reakcja opisana równaniem:

$$Mg + 2H_3O^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2 + 2H_2O$$

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					

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

🕮 Informacja do zadań 9.–12.

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

$$H_3BO_3 + 2H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + [B(OH)_4]^-$$

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.

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl

Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

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 opisanej powyżej – jest kwasem. Uzupełnij poniższe zdanie, podkreślając nazwisko autora tej teorii.

Na podstawie opisanej 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
$C_2H_6\,(g) + 3\frac{1}{2}O_2\,(g) \rightarrow 2CO_2\,(g) + 3H_2O\,(c)$	$\Delta_{sp}H^{o}_{C_2H_6} = -1560,7\,kJ \cdot mol^{-1}$
$C_2H_4\,(g) + 3O_2\,(g) \rightarrow 2CO_2\,(g) + 2H_2O\,(c)$	$\Delta_{sp}H^{o}_{C_2H_4} = -1411,2\,kJ \cdot mol^{-1}$
$H_2\,(g) + \frac{1}{2}O_2\,(g) \rightarrow H_2O\,(c)$	$\Delta_{tw}H^{o}_{H_2O} = -285,8\,kJ \cdot mol^{-1}$

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 ΔH^{o}_{x}, która zachodzi zgodnie z równaniem:

$$C_2H_4\,(g) + H_2\,(g) \rightarrow C_2H_6\,(g)$$

Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

Obliczenia:

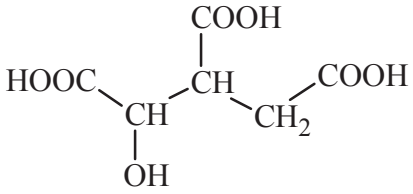
Odpowiedź:

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

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

🕮 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.

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

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

b) Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> 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.

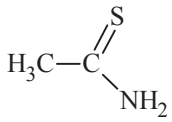
Oblicz, jaki procent masy roztworu nasyconego w temperaturze 20 °C stanowi masa soli bezwodnej Na_2CO_3. Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

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 <u>w formie cząsteczkowej</u> 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							

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

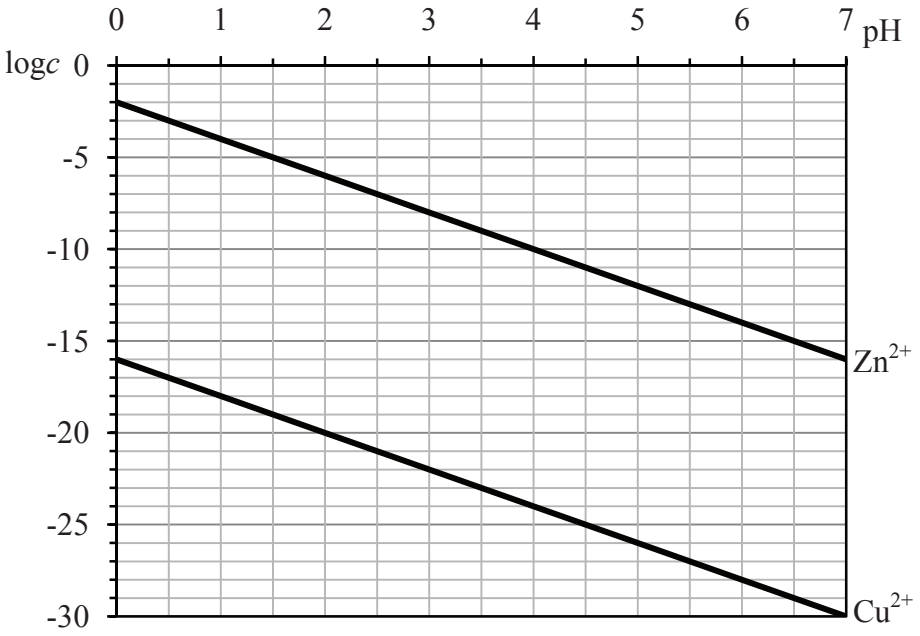
Zadanie 20. *(1 pkt)*

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} mol · dm^{-3}, a roztwór II zawierał jony Cu^{2+} o stężeniu c równym 10^{-5} mol · 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.	

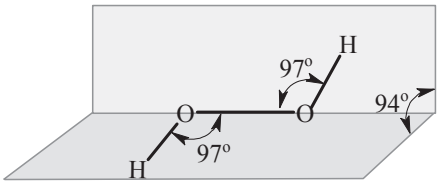
Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

🕮 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:

$$H_2O_2 + H_2O \rightleftharpoons HO_2^- + H_3O^+$$

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.

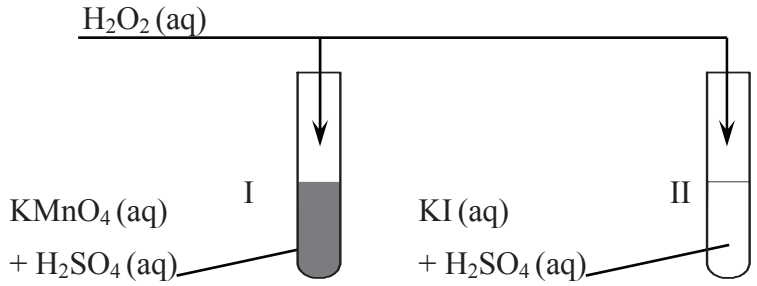
1. W cząsteczce nadtlenku wodoru atomy wodoru połączone są z atomami tlenu wiązaniami kowalencyjnymi (spolaryzowanymi / niespolaryzowanymi), a między atomami tlenu występuje wiązanie kowalencyjne (spolaryzowane / niespolaryzowane).
2. Cząsteczka nadtlenku wodoru jest (polarna / niepolarna).
3. Kształt 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				

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

🕮 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
$H_2O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons 2H_2O$	1,766
$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightleftharpoons Mn^{2+} + 4H_2O$	1,507
$O_2 + 2H^+ + 2e^- \rightleftharpoons H_2O_2$	0,695
$I_2 + 2e^- \rightleftharpoons 2I^-$	0,536

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

Zadanie 24. *(2 pkt)*

Opisz obserwowane zmiany barw, 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		

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

Zadanie 26. *(2 pkt)*

Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> 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 $c_{H^+} = 1\ mol \cdot dm^{-3}$, a więc <u>pH = 0</u>. Wartości potencjałów redoks wielu ważnych biologicznie układów utleniacz – reduktor przedstawiane są dla przyjętego przez biochemików stanu, w którym <u>pH = 7</u>, $p = 1013$ hPa, $T = 298$ 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:

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

gdzie $E^{o}_{H_2/H^+}$ 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, $p = 1013$ hPa, $T = 298$ K.

.....

.....

Poniżej przedstawiono równania reakcji i potencjały redoks dwóch układów biologicznych dla pH = 7, $p = 1013$ hPa, $T = 298$ 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					

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

Zadanie 28. *(2 pkt)*

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

$$2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{\text{prąd elektryczny}} 2NaOH + H_2 + Cl_2$$

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 C · mol^{-1}. Wynik zaokrąglij do liczb całkowitych.

Obliczenia:

Odpowiedź:

Zadanie 29. *(3 pkt)*

Poniżej przedstawiono ciąg przemian prowadzących do powstania cykloheksenu.

$$ClCH_2\text{-}(CH_2)_4\text{-}CH_2Cl \xrightarrow{+\ Zn,\ etanol} A \xrightarrow{+\ Cl_2,\ światło} B \xrightarrow{+\ KOH,\ etanol/ogrzewanie} \text{cykloheksen}$$

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 kJ · mol^{-1}.

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

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

.....

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

🕮 Informacja do zadań 31.–33.

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

$$CH_3COOH + CH_3CH_2OH \overset{H^+}{\rightleftharpoons} CH_3COOCH_2CH_3 + H_2O$$

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 <u>wszystkie</u> 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						

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

Zadanie 34. *(2 pkt)*

Poniżej przedstawiono schemat przemian, jakim ulegają pochodne węglowodorów. Symbolami R i R_1 oznaczono grupy alkilowe.

$$RCH_2OH \xrightarrow{+[O]} \text{Związek I} \xrightarrow{+[O]} \text{Związek II} \xrightarrow{+R_1OH,\ \text{stężony } H_2SO_4}$$

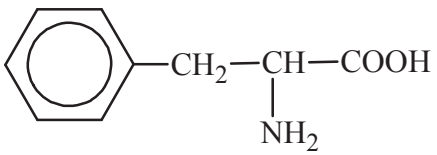
$$\text{Związek III} \xrightarrow{+\ NaOH} \text{Związek IV}$$

Wypełnij tabelę, wpisując ogólne wzory pochodnych związku RCH_2OH, 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 obojnaczego osiąga maksymalną wartość, natomiast stężenia formy anionowej i kationowej mają jednakową, najmniejszą wartość.

Nazwa aminokwasu	Skrót	Wzór	pI
Alanina	Ala	$H_3C-\underset{\displaystyle NH_2}{\underset{\vert}{CH}}-COOH$	6,00
Kwas asparaginowy	Asp	$HOOC-CH_2-\underset{\displaystyle NH_2}{\underset{\vert}{CH}}-COOH$	2,77
Lizyna	Lys	$H_2N-(CH_2)_4-\underset{\displaystyle NH_2}{\underset{\vert}{CH}}-COOH$	9,74
Fenyloalanina	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.

.....

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

Zadanie 36. *(1 pkt)*

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

Zadanie 37. *(2 pkt)*

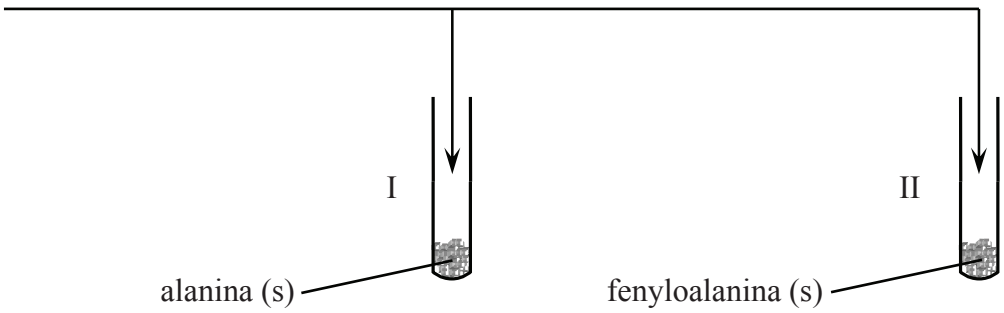
Zaplanuj doświadczenie, którego przebieg pozwoli na odróżnienie alaniny od fenyloalaniny.

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					

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

Zadanie 38. *(1 pkt)*

Wskaż przyczynę różnicy wartości punktu izoelektrycznego kwasu asparaginowego i lizyny.

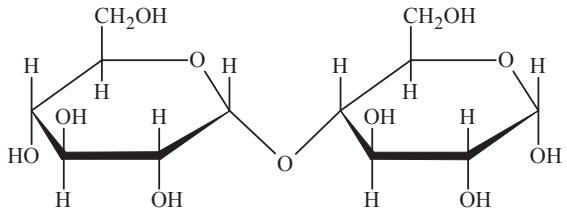
.....

.....

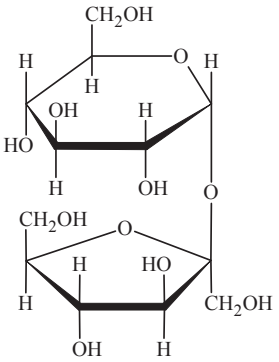
Zadanie 39. *(1 pkt)*

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		

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl

BRUDNOPIS

Arkusze do pobrania: Arkuszmaturalny.pl
Książki do matury: Sklepmaturalny.pl