

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**

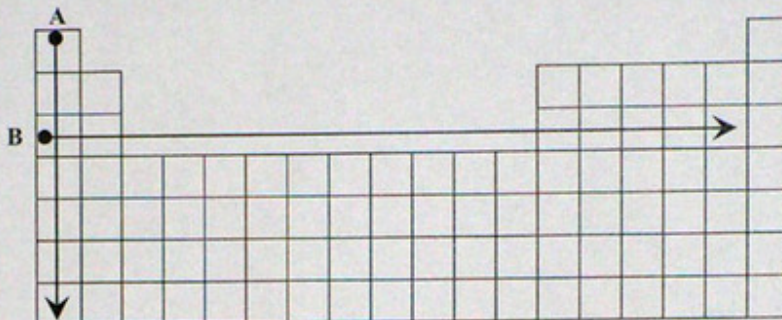
**Liczba punktów
do uzyskania: 60**



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.

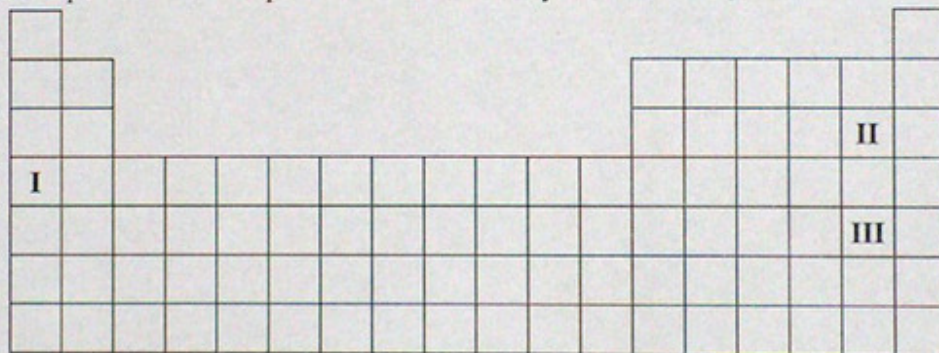


Podkreśl wszystkie wymienione poniżej wielkości, których wzrost wskazują strzałki oznaczone literami A i B.

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.

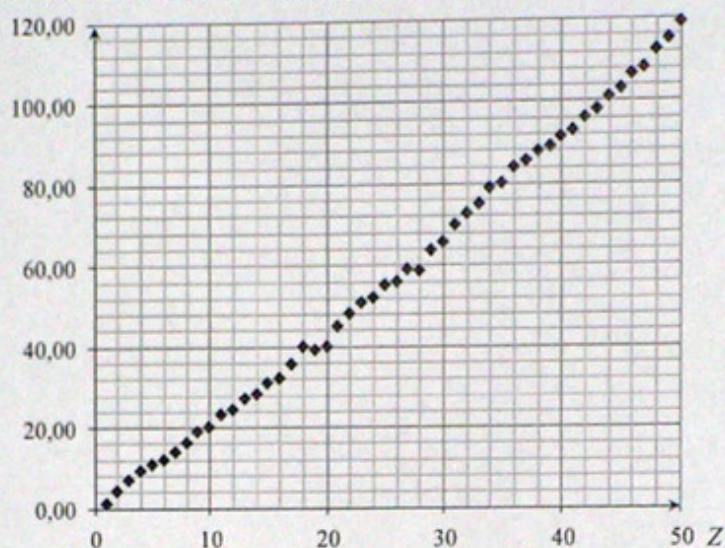


Wypełnij tabelę, wpisując literę P, jeżeli informacja jest prawdziwa, lub literę F, jeżeli jest fałszywa.

Informacja	P/F
1. Pierwiastek I jest aktywnym metalem. Tworzy wodorek, w którym wodór przyjmuje stopień utlenienia równy – I.	P
2. Atomy pierwiastka II mają silniejszą tendencję do przyłączania elektronu niż atomy pierwiastka III. W konsekwencji pierwiastek II jest silniejszym utleniaczem niż pierwiastek III.	P
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.	F

Zadanie 3. (2 pkt)

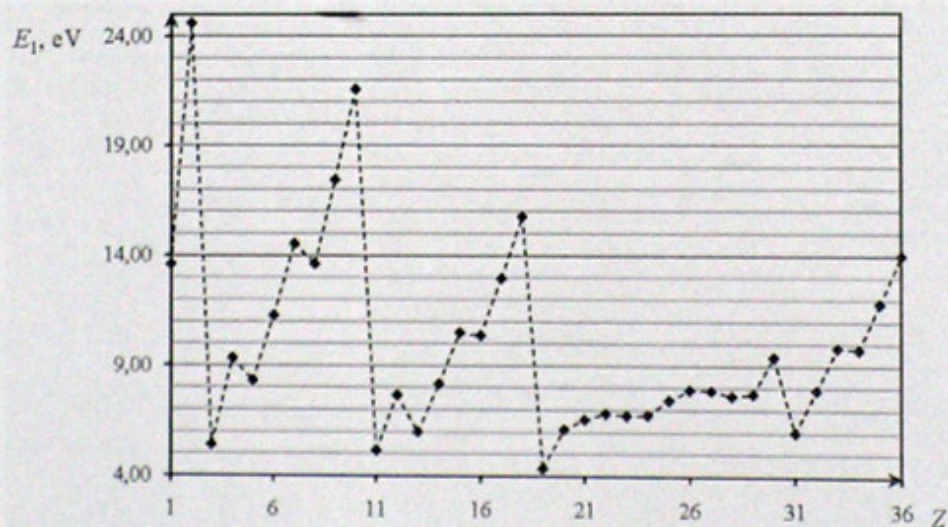
Na poniższym wykresie przedstawiono zależność pewnej makroskopowej wielkości charakteryzującej pierwiastki chemiczne w funkcji ich liczby atomowej Z .



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

Opis osi pionowej: masa molowa [g/mol]

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.

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:

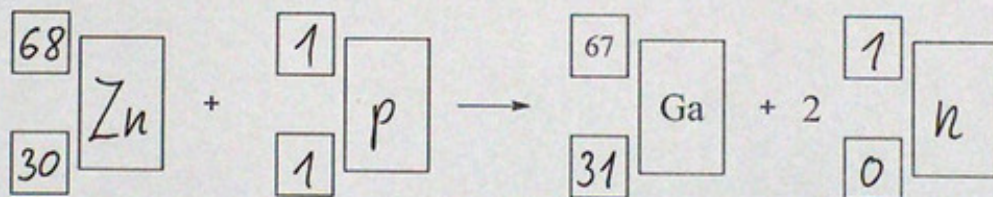
$$M_{\text{Ga}} = \frac{68,9\text{u} \cdot 60,1\% + 70,9\text{u} \cdot 39,9\%}{100\%} = 69,7\text{u}$$

Odpowiedź: masa atomowa galu wynosi 69,7u

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)**

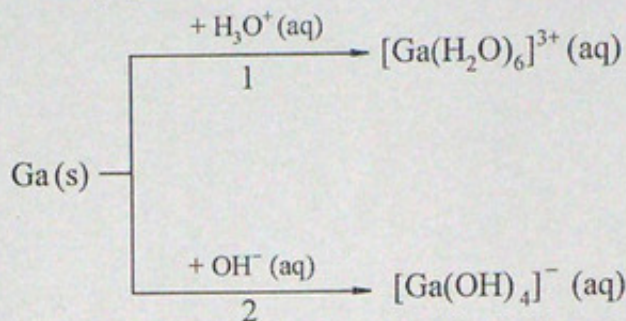
W stanie podstawowym atom galu ma jeden niesparowany elektron.

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).

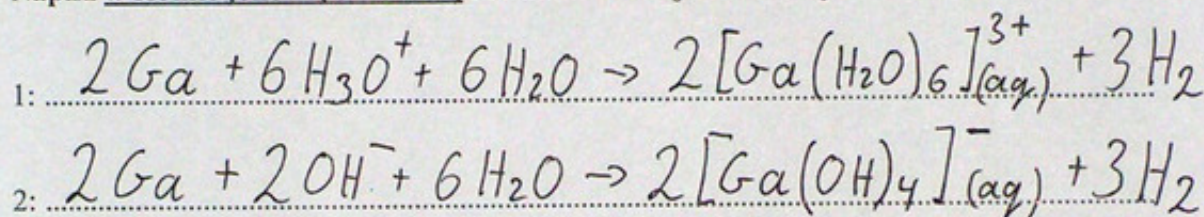
Zadanie 7. (2 pkt)

Gal jest metalem, który rozтворя 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.



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:

$\downarrow 20\%$
 $m_{\text{Mg}} = 0,720 \cdot 0,2 = 0,144 \text{ g}$ co stanowi 0,006 mola Mg

[1 mol Mg reaguje z 2 molami H⁺

0,006 mola — x

x = 0,012 mola H⁺

(tyle HCl przereagowało)

$n_{\text{HCl}} = 0,15 \text{ dm}^3 \cdot 0,12 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 0,018 \text{ mol}$
 (tyle HCl było)

$n_{\text{HCl}} = 0,018 - 0,012 = 0,006 \text{ mola}$

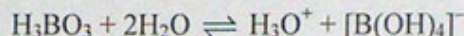
Odpowiedź: tyle HCl zostało

$\rightarrow C_m = \frac{0,006}{0,15} = 0,04 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Odp: stężenie
molowe HCl
wynosi 0,04 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

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:



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

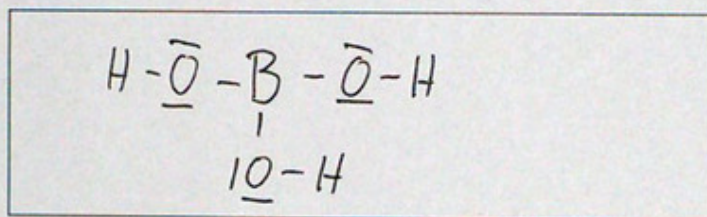
W obecności środków odciągających wodę, np. stężonego H_2SO_4 , kwas ortoborowy tworzy z alkoholami estry.

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:

..... ponieważ ma deficyt elektronowy, a w ten sposób
..... osiąga oktet elektronowy

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.

..... donorowo - akceptorowe

Zadanie 11. (1 pkt)

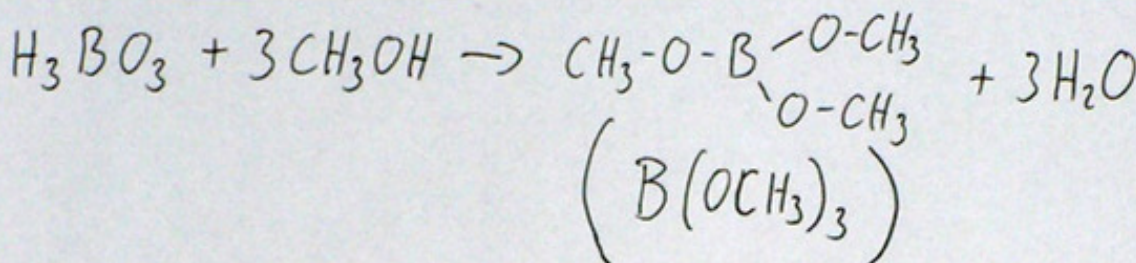
Według teorii Arrheniusa kwasy to związki dysocjujące w roztworze wodnym na kationy wodoru i aniony reszty kwasowej. Brønsted zdefiniował kwasy jako donory protonów. Oznacza to, że kwasy to cząsteczki i jony oddające proton. Zgodnie z teorią Lewisa kwasem nazywamy atom, cząsteczkę lub jon będący akceptorem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



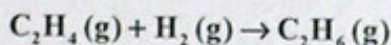
Zadanie 13. (2 pkt)

W tabeli podano wartości standardowej molowej entalpii trzech reakcji.

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

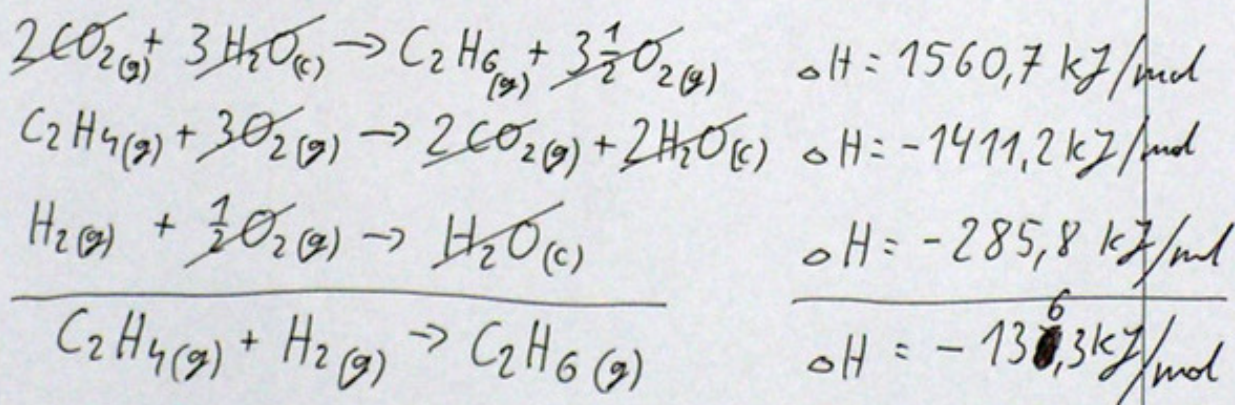
J. Sawicka, A. Janich-Kilian, W. Cejner-Mania, G. Urbańczyk, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2001.

Na podstawie powyższych danych oblicz standardową molową entalpię reakcji uwodornienia etenu $\Delta H_{\text{r}}^\circ$, która zachodzi zgodnie z równaniem:



Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

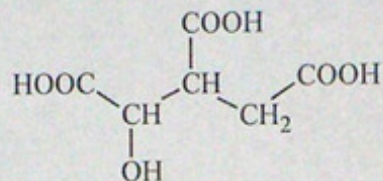
Obliczenia:



Odpowiedź: standardowa molowa ΔH wynosi $-136,3 \text{ kJ/mol}$

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:

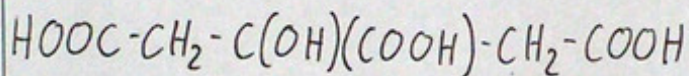
**Zadanie 14. (1 pkt)**

Podaj nazwę systematyczną kwasu izocytrynowego.

kwas 1-hydroksypropano-1,2,3-trikarboksylowy

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	0	0
izocytrynowy	2	4

Zadanie 17. (2 pkt)

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

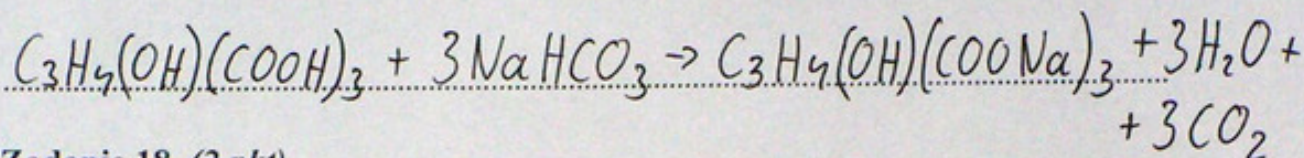
- a) Spośród podanych zależności wybierz i podkreśl tę, która jest prawdziwa dla entalpii procesu dokonującego się w opisanym doświadczeniu.

$$\Delta H < 0$$

$$\Delta H = 0$$

$$\underline{\underline{\Delta H > 0}}$$

- 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:

$$M_{Na_2CO_3 \cdot 10H_2O} = 286 \text{ g/mol}$$

$$M_{Na_2CO_3} = 106 \text{ g/mol}$$

$$286 \text{ g} - 106 \text{ g } Na_2CO_3$$

$$21,5 \text{ g} - x$$

$$x = 7,97 \text{ g } Na_2CO_3$$

$$m_{\text{roztworu}} = 21,5 \text{ g soli} + 100 \text{ g } H_2O$$

$$m_{\text{roztw.}} = 121,5 \text{ g}$$

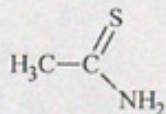
$$C_{pNa_2CO_3} = \frac{7,97}{121,5} \cdot 100\%$$

$$C_p = 6,56\%$$

Odpowiedź: Na_2CO_3 stanowi 6,56% nasyconego roztworu

Zadanie 19. (1 pkt)

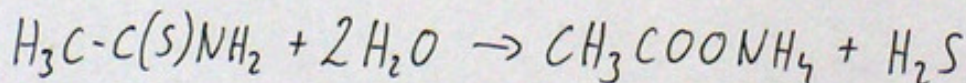
Wytrącanie trudno rozpuszczalnych siarczków metali jest ważną metodą analityczną. W tych reakcjach jako odczynnik stosowany jest siarkowodór, który uzyskuje się w wyniku hydrolizy amidu kwasu tiooctowego (tioacetamidu) o wzorze



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.



Zadanie 20. (1 pkt)

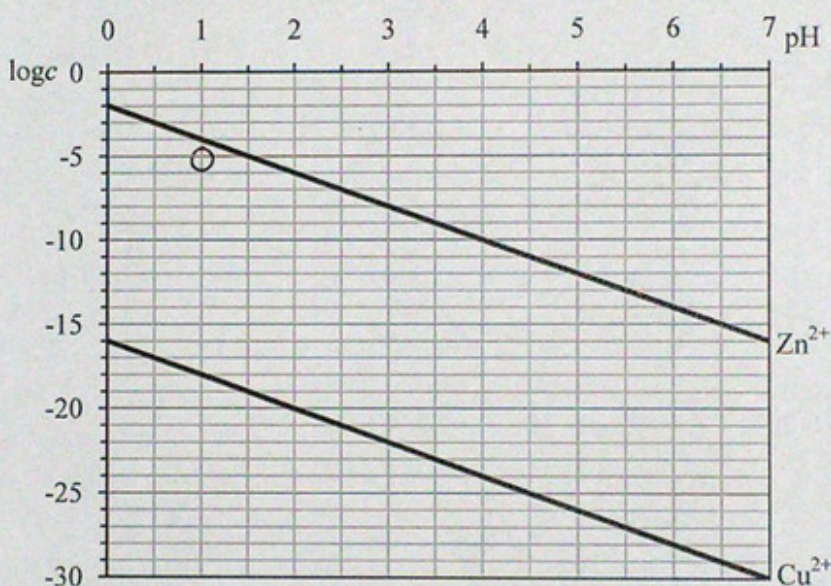
Napisz równania reakcji etapów dysocjacji kwasu siarkowodorowego, którym odpowiadają wartości stałej dysocjacji podane w tabeli.

Stała dysocjacji K_a	Równanie reakcji
$1 \cdot 10^{-18}$	$HS^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + S^{2-}$
$1 \cdot 10^{-7}$	$H_2S + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HS^-$

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.

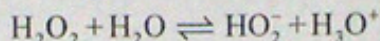
Przygotowano dwa roztwory wodne, których pH było równe 1. Roztwór I zawierał jony Zn^{2+} o stężeniu c równym $10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, a roztwór II zawierał jony Cu^{2+} o stężeniu c równym $10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

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

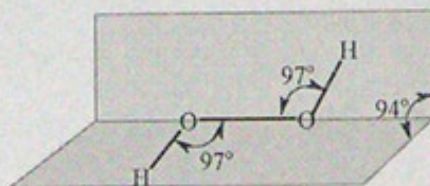
W roztworze I wytrąci się osad ZnS .	NIE
W roztworze II wytrąci się osad CuS .	TAK

Informacja do zadania 22. i 23.

Nadtlenek wodoru H_2O_2 jest gęstą, syropową 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^- .	P
2. Woda jest akceptorem protonów pochodzących od sprzężonego z nią kwasu Brønsteda, którym jest nadtlenek wodoru.	P
3. Cząsteczka H_2O_2 i jon HO_2^- stanowią sprzężoną parę kwas – zasada w ujęciu teorii Brønsteda.	P

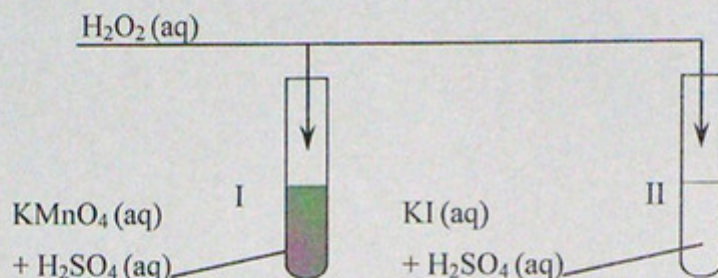
Zadanie 23. (3 pkt)

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.

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

Probówka I:

roztwór odbarwia się

Probówka II:

roztwór zmienia zabarwienie z żółtego na rubinowo
brązowe
(brązowy)

Zadanie 25. (2 pkt)

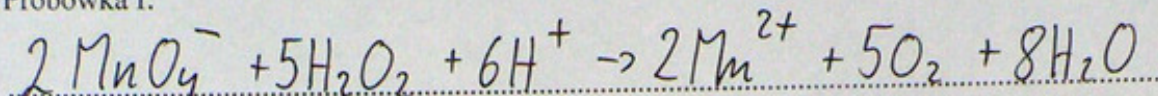
Podaj wzór chemiczny utleniacza i reduktora w reakcjach zachodzących w probówkach I i II.

Probówka	Wzór utleniacza	Wzór reduktora
I	KMnO_4	H_2O_2
II	H_2O_2	KI

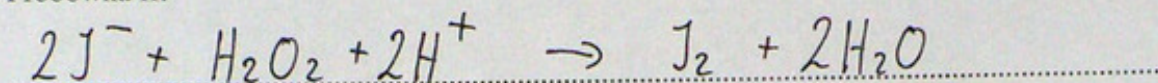
Zadanie 26. (2 pkt)

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 $c_{\text{H}^+} = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, 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 $E_{\text{H}_2/\text{H}^+}$ w środowisku o pH różnym od zera można obliczyć (w voltach), korzystając z następującej zależności:

$$E_{\text{H}_2/\text{H}^+} = E_{\text{H}_2/\text{H}^+}^\circ + 0,06 \log c_{\text{H}^+}$$

gdzie $E_{\text{H}_2/\text{H}^+}^\circ$ 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 $\text{pH} = 7$, $p = 1013 \text{ hPa}$, $T = 298 \text{ K}$.

$$E_{\text{H}_2/\text{H}^+} = 0 + 0,06 \log 10^{-7} = 0,06 \cdot (-7) = -0,42 \text{ V}$$

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
$\frac{1}{2}\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}$	0,82
$\text{NAD}^+ + \text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{NADH}$	-0,32

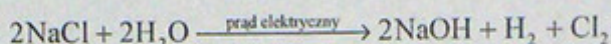
- b) Oceń, czy reakcja zilustrowana równaniem $\text{H}_2\text{O} + \text{NAD}^+ \rightarrow \frac{1}{2}\text{O}_2 + \text{H}^+ + \text{NADH}$

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.

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 zaokrąglij do liczb całkowitych.

Obliczenia:

$$m = k \cdot I \cdot t$$

$$k = \frac{M}{n \cdot F}$$

$$k = \frac{2}{2 \cdot 96500}$$

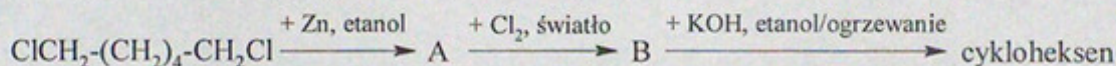
$$t = \frac{m}{k \cdot I}$$

$10 \text{ cm}^3 - x \text{ g}$
 $22400 \text{ cm}^3 - 2 \text{ g}$
 $x = 9 \cdot 10^{-4} \text{ g}$
 $t = \frac{9 \cdot 10^{-4}}{\frac{2}{2 \cdot 96500} \cdot 1} = 86,85 \text{ s}$

Odpowiedź: elektroliza trwała 87 sekund

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

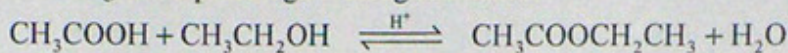
P.W. Atkins, *Chemia fizyczna*, Warszawa 2001.

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

egzotermiczną

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.

$$v = k [\text{CH}_3\text{COOH}] [\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}]$$

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:

$$\begin{array}{ccccccc} \text{CH}_3\text{COOH} & + & \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} & \xrightleftharpoons{\text{H}^+} & \text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 & + & \text{H}_2\text{O} \\ 1-x & & 1-x & & x & & x \end{array}$$

$$K = 4 = \frac{x^2}{(1-x)^2} \Rightarrow 3x^2 - 8x + 4 = 0 \Rightarrow \Delta = 16, \sqrt{\Delta} = 4$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{\Delta}}{2a} \Rightarrow x_1 = 2 \text{ (niemożliwe)}$$

$$x_2 = \frac{2}{3} \text{ (prawidłowy wynik)}$$

Odpowiedź: pozostało $\frac{2}{3}$ mola kwasu etanowego

Zadanie 33. (1 pkt)

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

dodanie etanolu

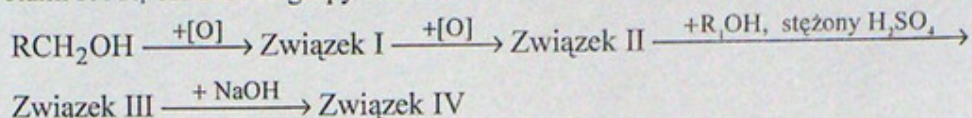
dodanie wody

dodanie katalizatora

dodanie obojętnej wobec reagentów substancji higroskopijnej

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	RCHO
II	RCOOH
III	RCOOR ₁
IV	RCOONa

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	$\begin{array}{c} \text{HOOC}-\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	2,77
Lizyna	Lys	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_4-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2 \end{array}$	9,74
Fenylalanina	Phe	 $\text{CH}_2-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{NH}_2$	5,48

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

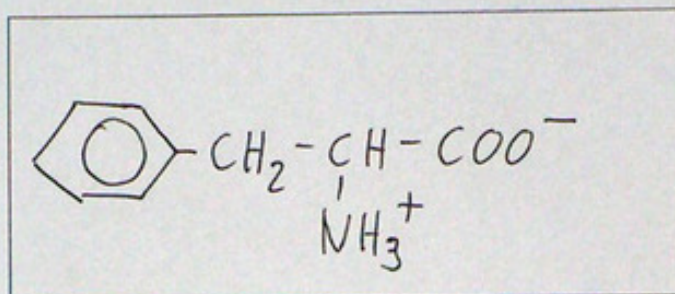
Zadanie 35. (1 pkt)

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

3

Zadanie 36. (1 pkt)

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



Zadanie 37. (2 pkt)

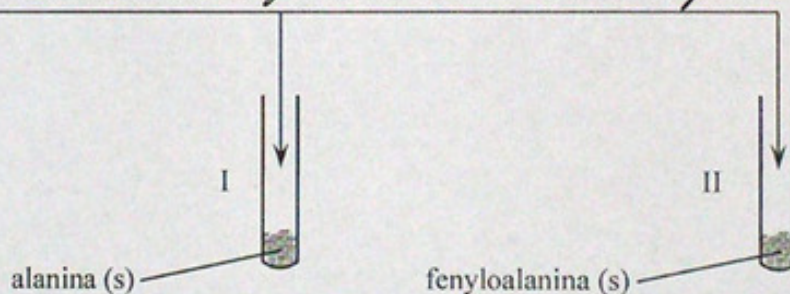
Zaplanuj doświadczenie, którego przebieg pozwoli na odróżnienie alaniny od fenyloalaniny.

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:

mieszanina stężonych kwasów: azotowego(V) i siarkowego(VI)



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

Probówka I: *brak objawów reakcji*

Probówka II: *zawartość probówki zabarwia się na żółto*

Zadanie 38. (1 pkt)

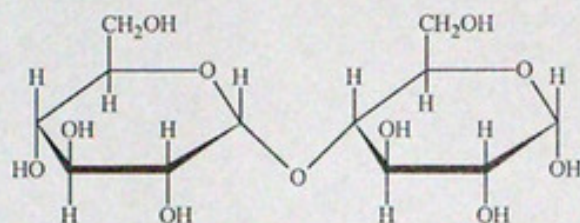
Wskaż przyczynę różnicy wartości punktu izoelektrycznego kwasu asparaginowego i lizyny.

*kwas asparaginowy ma 2 grupy $-COOH$ o charakterze kwaśnym
a lizyna ma 2 grupy $-NH_2$ o charakterze zasadowym*

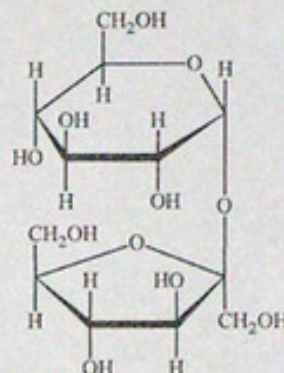
Zadanie 39. (1 pkt)

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.	P
2. Czarny osad powstający w probówce z roztworem sacharozy to CuO , który jest produktem rozkładu wodorotlenku miedzi(II).	P
3. Sacharoza nie wykazała właściwości redukujących, ponieważ w jej cząsteczkach wiązanie glikozydowe łączy pierwszy atom węgla reszty glukozy z drugim atomem węgla reszty fruktozy.	P