

**EGZAMIN EKSTERNISTYCZNY Z CHEMII
Z ZAKRESU LICEUM OGÓLNOKSZTAŁCĄCEGO DLA DOROSŁYCH**

PRZYKŁADOWE ZADANIA EGZAMINACYJNE WRAZ Z ROZWIĄZANAMI

Budowa atomu

Zadanie 1. (2 pkt)

W poniższej tabeli przedstawiono konfigurację elektronową atomów pierwiastka X i atomów pierwiastka Y w stanie podstawowym.

Pierwiastek	Konfiguracja elektronowa w stanie podstawowym
X	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ (K ² L ⁸ M ⁸ N ¹)
Y	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$ (K ² L ⁸ M ⁶)

Korzystając z powyższej informacji oraz układu okresowego pierwiastków, napisz symbole pierwiastków X i Y oraz określ ich położenie w układzie okresowym. Wypełnij poniższą tabelę.

Pierwiastek	Symbol pierwiastka	Numer grupy	Numer okresu
X			
Y			

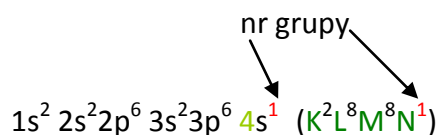
Praktyczne wskazówki do zadania 1.

Żeby to zadanie wykonać poprawnie, musisz zapoznać się z budową atomu, opisem konfiguracji elektronowej atomu lub jonu prostego, określać elementarny skład atomu lub jonu oraz na tej podstawie umieć określić położenie w układzie okresowym. Musisz także wiedzieć, w których grupach układu okresowego położone są pierwiastki, które są metalami, a w których grupach są typowe niemetale.

PAMIĘTAJ!

Liczba powłok = numer okresu (kolumna pozioma)

Liczba elektronów na ostatniej powłoce = numer grupy (kolumna pionowa)



N jest ostatnią powłoką, na której jest **1** elektron, a więc **1** grupa (metal).

KLMN – literami KLMNOPQ zaznaczane są powłoki. W tym przypadku są cztery **KLMN**, a więc jest to 4. okres.

Liczbami arabskimi oznaczane są powłoki. Zwracamy uwagę na maksymalną liczbę. W tym przykładzie jest to liczba **4**, a więc numer okresu to czwarty.

1 – liczba elektronów na najwyższej powłoce = numer grupy (kolumna pionowa w układzie okresowym)

Prawidłowe odpowiedzi i schemat oceniania do zadania 1.

Odpowiedź modelowa				Uwagi	Punktacja	
					za czynność	za zadanie
Pierwiastek	Symbol pierwiastka	Numer grupy	Numer okresu	Za poprawny uznaje się zapis numeru grupy 16. jako: VIA lub 6A lub VI główna lub 6 główna.	Za wpisanie danych dotyczących każdego pierwiastka – po 1 pkt	Łącznie za zadanie – 2 pkt
X	K	1	4			
Y	S	16	3			

Zadanie 2. (2 pkt)

Uzupełnij poniższą tabelę, wpisując informacje dotyczące budowy atomu potasu. Skorzystaj z tablicy układu okresowego pierwiastków.

Liczba elektronów w atomie potasu	
Liczba powłok elektronowych, na których rozmieszczone są elektrony w atomie potasu w stanie podstawowym	
Liczba elektronów <u>walencyjnych</u> w atomie potasu	

Praktyczne wskazówki do zadania 2.

To zadanie jest bardzo podobne do zadania nr 1. Musisz wykazać się tu praktyczną wiedzą, by określić elementarny skład atomu lub jonu prostego na podstawie zapisu:

A – liczba masowa (liczba protonów + liczba neutronów)

$$\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} E$$

Z – liczba atomowa (liczba protonów w jądrze)

UWAGA! Elektronów w obojętnym atomie jest tyle samo, co protonów.

Znając liczbę elektronów, można zapisać konfigurację elektronową atomu i na jej podstawie określić liczbę powłok, liczbę elektronów walencyjnych, czyli leżących na ostatniej powłoce, oraz określić numer grupy i numer okresu.

Np.

$$\begin{matrix} A & 31 & (p+n) & P \\ Z & 15 & (p) & \end{matrix}$$

p – protony , n – neutrony

Fosfor ma liczbę masową $A = 31$, a zatem w jądrze jest razem protonów z neutronami 31. Fosfor ma liczbę atomową $Z = 15$, a zatem protonów jest 15. Tyle samo jest w obojętnym atomie elektronów.

Jeśli od A odejmiemy Z , otrzymamy liczbę neutronów w danym atomie.

Fosfor ma zatem 15 protonów (+)
 15 elektronów (-)
 31-15=16 neutronów (0)

15 elektronów rozmieścimy na poszczególnych powłokach według reguły, że na powłoce K – są maksymalnie 2 elektrony,
 L – jest maksymalnie 8 elektronów,
 M – jest maksymalnie 18 elektronów,
 N – są maksymalnie 32 elektrony, itd. wg wzoru $2n^2$ (n – numer kolejnej powłoki).

Pamiętaj, że na ostatniej powłoce, **tzw. walencyjnej**, może znajdować się od 1 do **maksymalnie 8** elektronów.

$K^2 L^8 M^5$ – trzy powłoki = 3 okres
 – pięć elektronów walencyjnych = 15 grupa

Każda powłoka ma tzw. podpowłoki – typu s, p, d, f

np. K ma podpowłokę **typu s**
 L ma podpowłokę **typu s i p**

Na podpowłoce typu s mogą maksymalnie znajdować się 2 elektrony, a na podpowłoce typu p maksymalnie 6 elektronów. Zatem konfiguracja elektronowa atomu fosforu przedstawia się następująco:

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ – elektrony walencyjne

Trzy powłoki = 3 okres (kolumna pozioma w układzie okresowym)

Pięć elektronów na najwyższej powłoce ($2+3$) = 15 grupa główna

UWAGA! Grupy główne numerowane są w następującym porządku 1,2,13,14,15,16,17,18, lub IA, IIA, IIIA, IVA, VA, VIA, VIIA, VIIIA

Po ww. wskazówkach spróbuj samodzielnie rozwiązać zadanie nr 2, a następnie sprawdź, czy twoje odpowiedzi są poprawne.

Prawidłowe odpowiedzi i schemat oceniania do zadania 2.

Odpowiedź modelowa		Punktacja
Liczba elektronów w atomie potasu	19	<ul style="list-style-type: none"> • za 3 poprawne uzupełnienia – 2 pkt • za 1 lub 2 poprawne uzupełnienia – 1 pkt • za brak poprawnych uzupełnień – 0 pkt Łącznie za zadanie – 2 pkt
Liczba powłok elektronowych, na których rozmieszczone są elektrony w atomie potasu w stanie podstawowym	4	
Liczba elektronów <u>walencyjnych</u> w atomie potasu	1	

Zadanie 3. (1 pkt)

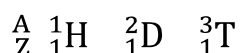
W jądrze najbardziej rozpowszechnionego w przyrodzie izotopu potasu znajduje się 20 neutronów.

Ustal liczbę atomową oraz liczbę masową tego izotopu potasu i podaj jego symbol, korzystając z zapisu ${}^A_Z\text{E}$. Uzupełnij poniższy schemat.

Praktyczne wskazówki do zadania 3

Jeśli dobrze rozwiązałeś zadania nr 1 i 2, to zadanie 3. na pewno wykonasz poprawnie. Pamiętaj, jak na podstawie liczby A i Z oblicza się liczbę neutronów? W zadaniu została podana liczba neutronów, czyli $A - Z = 20$.

Musisz wiedzieć, co to są izotopy. Z tym pojęciem spotkasz się w dziale *Budowa atomu*. Pamiętaj, że izotopy to atomy tego samego pierwiastka, które mają tę samą liczbę atomową Z (czyli zawsze tyle samo protonów w jądrze, ale różną liczbę masową A (p+ n)). Uczęc się, zwróć szczególną uwagę na izotopy wodoru.



(to są izotopy wodoru: H - wodór, D - deuter, T - tryt)

Z – liczba atomowa – dla wszystkich izotopów jest taka sama

A – liczba masowa – dla każdego izotopu różna

Zatem potas ${}_{19}\text{K}$ ma liczbę atomową 19 (19 protonów). Jeśli do **podanej liczby neutronów** dodamy liczbę protonów, otrzymamy liczbę masową A (p+n) $A = 19 + 20 = 39$.

Prawidłowa odpowiedź i schemat oceniania do zadania 3.

Odpowiedź modelowa	Punktacja				
<table border="1"> <tr> <td style="width: 20px; height: 20px; text-align: center;">39</td> <td style="width: 20px; height: 20px;"></td> </tr> <tr> <td style="width: 20px; height: 20px; text-align: center;">19</td> <td style="width: 20px; height: 20px; text-align: center;">K</td> </tr> </table>	39		19	K	łącznie za zadanie – 1 pkt
39					
19	K				

Zadanie 4. (1 pkt)

Oblicz liczbę neutronów w jądrze izotopu ${}^{228}_{88}\text{Ra}$.

Praktyczne wskazówki do zadania 4

Zobacz wskazówki do zadania nr 3.

$A - Z =$ liczba neutronów

Prawidłowa odpowiedź i schemat oceniania do zadania 4.

Odpowiedź modelowa	Punktacja
Liczba neutronów – 140	łącznie za zadanie – 1 pkt

Obliczenia chemiczne

Zadanie 5. (2 pkt)

Oblicz objętość, jaką w warunkach normalnych zajmie tlen powstały w wyniku rozkładu 1 mola nadtlenu wodoru.

Praktyczne wskazówki do zadania 5.

To zadanie wymaga od Ciebie znajomości takich pojęć, jak: mol, masa molowa, objętość molowa gazów w warunkach normalnych. Musisz także umieć wykonywać obliczenia na podstawie stechiometrii równania reakcji.

Co to jest mol? Mol to określona liczba ($6,02 \cdot 10^{23}$) atomów, cząsteczek lub jonów.

Zamiast powiedzieć $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów wodoru, wystarczy powiedzieć 1 mol atomów wodoru.

To tak, jak z określeniem liczebności, np. guzików. Zamiast powiedzieć 12 guzików, można użyć określenia tuzin guzików.

1 tuzin = 12 sztuk

1 kopa = 60 sztuk

1 mol = $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów, cząsteczek lub jonów

Masa molowa to właśnie masa 1 mola atomów, cząsteczek lub jonów wyrażona w gramach.

Np. masa molowa H_2O_2 wynosi 34 g/mol.

Wartość masy molowej oblicza się tak samo, jak masę cząsteczkową:

$M \text{ molowa} = (2 \cdot H + 2 \cdot O) = 2 \cdot 1 \text{ g/mol} + 2 \cdot 16 \text{ g/mol} = 34 \text{ g/mol}$

UWAGA! Masa cząsteczkowa wyrażana jest w atomowych jednostkach masy, tzw. (u), a masa molowa wyrażana jest w jednostkach g/mol:

Masa atomowa wodoru to 1 u, a masa molowa wodoru to 1 g/mol.

Masa cząsteczkowa H_2O_2 wynosi 34 u, a masa molowa 34 g/mol.

Pamiętaj, że 1 mol każdego gazu w warunkach normalnych zajmuje zawsze $22,4 \text{ dm}^3$

Pamiętaj też, że takie gazy jak wodór, tlen, chlor, azot zawsze występują w cząsteczkach dwuatomowych: H_2, O_2, N_2, Cl_2

1 mol cząsteczek wodoru H_2 zajmuje $22,4 \text{ dm}^3$

1 mol cząsteczek wodoru H_2 to $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek

1 mol cząsteczek wodoru H_2 ma masę 2 g lub masa molowa cząsteczkowego wodoru to 2 g/mol

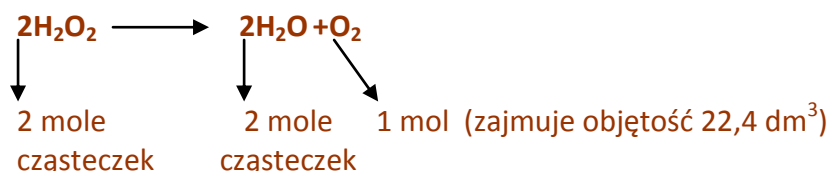
1 mol cząsteczek wodoru H_2 zawiera 2 mole atomów wodoru,

a 2 mole atomów wodoru to $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$ atomów wodoru.

↓
 $2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}$

Musisz umieć napisać równanie reakcji rozkładu nadtlenu wodoru. Reakcje rozkładu to takie procesy, w wyniku których z jednego substratu powstaje kilka produktów.

Jeśli to jest nadtlenek wodoru, to on rozkłada się na wodę i tlen. Żeby równanie zostało poprawnie napisane, musisz prawidłowo ułożyć wzory reagentów (substratów i produktów), a następnie dobrać współczynniki stechiometryczne (wielkie cyfry przed wzorami), żeby liczba poszczególnych atomów po stronie substratów była taka sama jak po stronie produktów.



Możesz też korzystać z wzorów:

$$n = \frac{V}{V_{\text{mol}}}$$

$$n = \frac{m}{M_{\text{mol}}}$$

n – liczba moli

V – objętość gazu, V_{mol} – objętość molowa gazu ($22,4 \text{ dm}^3$)

m – masa substancji wyrażona w gramach

M_{mol} – masa molowa wyrażona w g/mol

Prawidłowe odpowiedzi i schemat oceniania do zadania 5.

Odpowiedź modelowa	Punktacja
<p>► Za zastosowanie właściwej metody obliczenia – 1 pkt, w tym:</p> <ul style="list-style-type: none"> · uwzględnienie stosunku molowego nadtlenu wodoru i tlenu · zastosowanie objętości molowej gazów w warunkach normalnych <p>► Za obliczenia i wynik z jednostką: $11,2 \text{ dm}^3$ – 1 pkt</p> <p>Przykłady rozwiązań:</p> <p>I sposób</p> $2 \text{ mole H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 22,4 \text{ dm}^3 \text{ O}_2$ $1 \text{ mol H}_2\text{O}_2 \longrightarrow 11,2 \text{ dm}^3 \text{ O}_2$ <p>II sposób</p> $V_{\text{O}_2} = n_{\text{O}_2} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 / \text{mol} \quad \text{ i } \quad n_{\text{O}_2} = \frac{1}{2} n_{\text{H}_2\text{O}_2} = \frac{1}{2} \cdot 1 = \frac{1}{2} \text{ mola, więc}$ $V_{\text{O}_2} = \frac{1}{2} \text{ mola} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 / \text{mol} = 11,2 \text{ dm}^3$	<p>Łącznie za zadanie – 2 pkt</p>

Zadanie 6. (2 pkt)

W 800g wody rozpuszczono 400g soli. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.

Praktyczne wskazówki do zadania 6.

To zadanie sprawdza, czy potrafisz wykonywać obliczenia związane ze stężeniem procentowym roztworów. Na pewno musisz wiedzieć, co składa się na roztwór, co to jest substancja rozpuszczona, co jest rozpuszczalnikiem w danym roztworze, co składa się na masę roztworu, jak oblicza się stężenia procentowe roztworów. Możesz korzystać z gotowych wzorów na obliczanie stężenia procentowego, ale możesz także obliczać je, stosując definicję stężenia procentowego.

W zadaniu masz obliczyć stężenie procentowe, tzn. dowiedzieć się, ile gramów czystej substancji (czyli substancji rozpuszczonej) znajduje się w 100 gramach roztworu.

PAMIĘTAJ! Na masę roztworu składa się masa substancji i masa rozpuszczalnika. Jeśli w zadaniu masz podane objętości substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika, musisz je przeliczyć na masy, korzystając ze wzoru $m = V \cdot d$ (będzie wówczas podana gęstość).

V – objętość substancji rozpuszczonej lub rozpuszczalnika (np. w cm^3 lub w m^3)

d – gęstość substancji rozpuszczonej lub rozpuszczalnika w g/cm^3 lub kg/m^3

Stężenie procentowe możesz obliczyć ze wzoru: $C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$

m_s – masa substancji rozpuszczonej

m_r – masa roztworu (masa substancji rozpuszczonej + masa rozpuszczalnika)

C_p – stężenie procentowe roztworu

Możesz też ułożyć proporcję, korzystając z definicji roztworu: np. jeśli wiemy, że do 800 g wody dodano 400 g soli, to roztwór waży $800 + 400 = 1200$ g

Wiemy też, że w 1200 g roztworu znajduje się 400 g substancji (w tym przypadku soli). Żeby obliczyć stężenie procentowe, należy dowiedzieć się więc, ile soli znajduje się w 100 g tego roztworu.

Układamy proporcję: w 1200 g roztworu-----400 g substancji (soli)
w 100 g roztworu-----X g substancji

$$X = \frac{100 \cdot 400}{1200} \quad X = 33,3(3) \%$$

Można też skorzystać ze wzoru

$$C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%,$$

$$C_p = \frac{400 \text{ g}}{1200 \text{ g}} \cdot 100\% = 33,3(3)\%$$

Prawidłowe odpowiedzi i schemat oceniania do zadania 6.

Odpowiedź modelowa	Uwagi	Punktacja
Za metodę łączącą dane z szukaną – 1 pkt Za obliczenia i wynik z jednostką – 1 pkt np. obliczenie C_p ze wzoru $C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$ obliczenie masy roztworu powstałego: $m_r = 800 \text{ g} + 400 \text{ g} = 1200 \text{ g}$ obliczenie stężenia procentowego ze wzoru $C_p = 33,33 \%$	2. sposób: Układamy proporcję: w 1200 g roztworu – 400 g substancji (soli) w 100 g roztworu – X g substancji $X = \frac{100 \cdot 400}{1200} = 33,33\%$	łącznie za zadanie – 2 pkt

Zadanie 7. (2 pkt)

Oblicz, ile gramów NaOH należy odważyć, aby otrzymać 1 dm^3 roztworu o stężeniu $0,2 \text{ mol}/\text{dm}^3$.

Praktyczne wskazówki do zadania 7.

To zadanie sprawdza, czy potrafisz wykonać obliczenia związane ze stężeniem molowym. Musisz wiedzieć, co to jest mol, jak oblicza się masę molową (patrz wskazówki do zadania 1.), co to znaczy stężenie molowe, znać wzór na obliczanie stężenia molowego.

Przydatne wzory do tego zadania (objaśniono je w zadaniu 5.):

$$C_m = \frac{\text{liczba moli substancji rozpuszczonej (mol)}}{\text{objętość roztworu (dm}^3\text{)}} \qquad C_m = \frac{n - \text{liczba moli}}{V_r - \text{objętość roztworu}}$$

$$n = \frac{V}{V_{\text{mol}}} \qquad n = \frac{m}{M_{\text{mol}}} \qquad n - \text{liczba moli}$$

Teraz przeczytaj uważnie zadanie i zastanów się, co to znaczy, że mamy otrzymać 1 dm³ roztworu o stężeniu 0,2 mol/dm³

Z definicji stężenia molowego wynika, że roztwór jest 0,2 molowy wtedy, gdy w 1 dm³ tego roztworu znajduje się 0,2 mola czystej substancji.

W tym przypadku w 1 dm³ roztworu powinno się znajdować 0,2 mola NaOH, zatem należy obliczyć, ile to jest gramów.

Możesz to zrobić, korzystając ze wzoru $m = n \cdot M_{\text{mol NaOH}}$

$m = 0,2 \text{ mola} \cdot 40 \text{ g/mol} = 8 \text{ g}$ – i koniec zadania. Tyle należy wziąć NaOH, żeby otrzymać 1 dm³ roztworu 0,2 molowego.

Możesz też ułożyć proporcję, korzystając z definicji stężenia molowego:

w 1 dm³ roztworu powinno znajdować się 0,2 mola NaOH

1 mol NaOH -----to 40 g

0,2 mola NaOH-----to X g

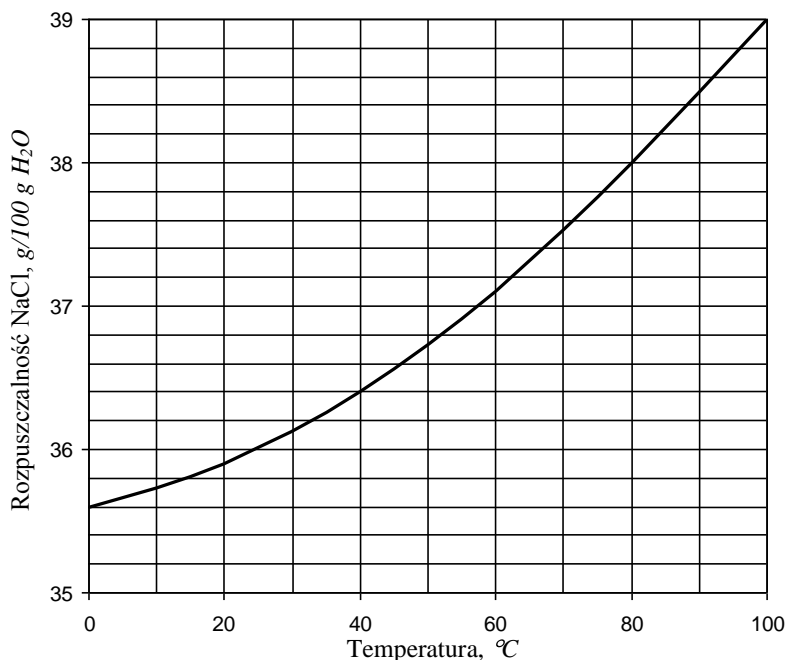
$X = 0,2 \cdot 40 = 8 \text{ g}$

Prawidłowe odpowiedzi i schemat oceniania do zadania 7.

Odpowiedź modelowa	Uwagi	Punktacja
<p>Za metodę obliczenia masy NaOH – 1 pkt Za obliczenia oraz wynik liczbowy z jednostką: $m_{\text{NaOH}} = 8 \text{ g}$ – 1 pkt</p> <p>Przykłady obliczeń: I sposób $m_{\text{NaOH}} = n_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}}$ i $n_{\text{NaOH}} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} \Rightarrow$ $m_{\text{NaOH}} = c_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 1 \text{ dm}^3 = 8 \text{ g}$</p> <p>II sposób $n_{\text{NaOH}} = c_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}} = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 1 \text{ dm}^3 = 0,2 \text{ mola}$</p> <p>1 mol NaOH — 40 g 0,2 mola NaOH — x x = 8 g</p> <p>i 1 dm³ roztworu — 0,2 mola — 8 g NaOH</p>	<p>Możesz to zrobić, korzystając ze wzoru $m = n \cdot M_{\text{mol}}$, ale musisz wyjaśnić, dlaczego zastosowałeś tylko ten wzór (patrz wskazówki do zadania).</p>	<p>Łącznie za zadanie – 2 pkt</p>

Zadanie 8. (2 pkt)

Poniższy wykres przedstawia zależność rozpuszczalności chlorku sodu w wodzie od temperatury.



Na podstawie wykresu

a) oszacuj rozpuszczalność NaCl w wodzie w temperaturze 40°C.

Rozpuszczalność NaCl w wodzie w temperaturze 40°C wynosi około g /100 g H₂O.

b) dokończ następujące zdanie, podkreślając właściwe słowo w pierwszym nawiasie oraz odpowiednią wartość w drugim nawiasie.

Rozpuszczalność NaCl w wodzie w temperaturze 90°C jest (mniejsza / większa) od rozpuszczalności tej soli w wodzie w temperaturze 10°C o około (3 gramy / 4 gramy).

Praktyczne wskazówki do zadania 8.

W tym zadaniu możesz wykazać się umiejętnością korzystania z różnych źródeł informacji (w tym przypadku z wykresu rozpuszczalności). Musisz uważnie odczytać i przetworzyć dane z wykresu, o które jesteś pytany w treści zadania. Zanim rozwiążesz zadanie, **dokonaj uważnie analizy wykresu**, zobacz o czym informują **osie wykresu**, **zwróć uwagę na jednostki**. Dobrze by było także przypomnieć sobie, co to jest rozpuszczalność, od czego zależy rozpuszczalność substancji, jak zmienia się rozpuszczalność substancji stałych, a jak gazowych w zależności od temperatury

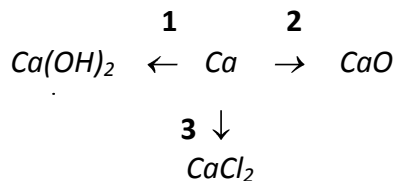
Prawidłowe odpowiedzi i schemat oceniania do zadania 8.

Odpowiedź modelowa	Punktacja
a) Rozpuszczalność NaCl w wodzie w temperaturze 40°C wynosi około 36,4 g /100 g H ₂ O – 1 pkt	łącznie za zadanie – 2 pkt
b) Rozpuszczalność NaCl w wodzie w temperaturze 90°C jest większa od rozpuszczalności tej soli w wodzie w temperaturze 10°C o około 3 gramy – 1 pkt	

Przedstawianie wyjaśnień dotyczących zjawisk i procesów chemicznych za pomocą symboliki chemicznej

Zadanie 9. (3 pkt)

Wapń może ulegać przemianom pokazanym na poniższym schemacie.



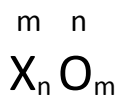
Napisz równania reakcji oznaczonych numerami: 1, 2, 3.

1.
2.
3.

Praktyczne wskazówki do zadania 9.

Zadanie to sprawdza umiejętność zapisywania równań reakcji w formie cząsteczkowej. Należy wykazać się umiejętnością wybierania brakujących reagentów (produkty są podane) na podstawie graficznego opisu przemian i typu reakcji. To zadanie wymaga również zapoznania się z metodami otrzymywania tlenków, zasad i soli. Musisz też znać budowę chemiczną tych substancji oraz wiedzieć, jak tworzy się ich wzory sumaryczne. Przypomnij sobie też, jakie właściwości fizyczne i chemiczne ma pierwiastek wapń.

TLENKI: wzór ogólny



n – liczba atomów metalu lub niemetalu (wynika ona z wartościowości **O**)

m – liczba atomów tlenu (wynika ona z wartościowości **X**)

X = metal lub niemetal

Jeśli wartościowości są identyczne liczba atomów poszczególnych pierwiastków jest taka sama, czyli = 1 (jedynki nie piszemy). Jeśli **n** i **m** są liczbami parzystymi np. n=2, a m=6 skracamy przez wspólny dzielnik i wówczas prawidłowy zapis to n = 1, a m = 3, np.

II II – wartościowość pierwiastków

Ca_2O_2 – nieprawidłowy zapis

skracamy

CaO – prawidłowy zapis wzoru sumarycznego cząsteczki tlenku wapnia

VI II – wartościowość

S_2O_6 nieprawidłowy zapis

skracamy

SO_3 – prawidłowy zapis wzoru sumarycznego cząsteczki tlenku siarki(VI)

WODOROTLENKI: wzór ogólny $Me(OH)_n$

Me – metal

OH – grupa wodorotlenowa

n – liczba grup wodorotlenowych =
= wartościowość metalu

II I

Cząsteczka wodorotlenku wapnia ma zatem wzór $Ca(OH)_2$

Wodorotlenki, które są rozpuszczalne w wodzie tworzą zasady np. NaOH – zasada sodowa (wodorotlenek sodu).

Każda zasada jest wodorotlenkiem, ale nie każdy wodorotlenek jest zasadą. (Zobacz w tablicy rozpuszczalności, które wodorotlenki tworzą zasady.)

SOLE: wzór ogólny Me_xR_y

Me - metal

R – reszta kwasowa dowolnego kwasu

x – liczba atomów metalu w cząsteczce soli
(wartościowość reszty kwasowej)

y – liczba reszt kwasowych (wartościowość metalu)

II I

zatem cząsteczka chlorku wapnia ma wzór $CaCl_2$

Zanim przystąpisz do rozwiązania tego zdania, musisz znać metody otrzymywania tlenków:

pierwiastek + tlen = tlenek danego pierwiastka

UWAGA! Tlen występuje w cząsteczkach dwuatomowych, a zatem pamiętaj, że w równaniach stosujemy zapis O_2 (podobnie H_2 , Cl_2 , N_2)

Zasady otrzymujemy w reakcjach: **metal aktywny (Na, K, Li, Ca) + woda → zasada + wodór**

tlenek metalu + woda = zasada

Sole otrzymuje się różnymi metodami, ale najczęściej stosowane to :

1. metal + kwas → sól + wodór

(nie wszystkie metale reagują z kwasami – zapoznaj się z tzw. szeregiem aktywności metali)

2. tlenek metalu + kwas → sól + woda

3. zasada + kwas → sól + woda (to jest tzw. reakcja zobojętniania)

4. metal + niemetal → sól beztlenowa

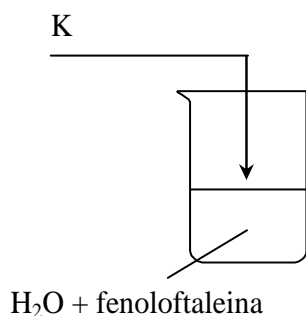
Przedstawiając proces za pomocą równań chemicznych **pamiętaj o prawidłowym zapisie wzorów reagentów, czyli substratów i produktów oraz o uzupełnieniu równania**, poprzez pisanie przed wzorami wielkich współczynników stechiometrycznych, tak żeby liczby poszczególnych atomów po lewej i prawej stronie równania były jednakowe.

Prawidłowe odpowiedzi i schemat oceniania do zadania 9.

Odpowiedź modelowa	Punktacja
Zapisanie równań reakcji: 1) $Ca + 2 H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + H_2 \uparrow$ 2) $2 Ca + O_2 \rightarrow 2 CaO$ 3) $Ca + 2 HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2 \uparrow$ lub $Ca + Cl_2 \rightarrow CaCl_2$	Przyznajemy po 1 pkt za zapisanie każdej reakcji. łącznie za zadanie – 3 pkt

Informacja do zadania 10., 11. i 12.

Kawałek potasu wielkości ziarna ryżu wrzucono do zlewki zawierającej wodę destylowaną z kilkoma kroplami fenoloftaleiny. Przebieg doświadczenia zilustrowano na poniższym rysunku.

**Zadanie 10. (2 pkt)**

Dokończ zapis obserwacji dokonanych w trakcie tego doświadczenia, wybierając odpowiednie określenia spośród podanych w nawiasach. Wybrane określenia podkreśl.

Po wrzuceniu kawałka potasu do zlewki zawierającej wodę destylowaną z fenoloftaleiną zachodzi (powolna / gwałtowna) reakcja, w wyniku której następuje wydzielanie się (bezbarnego / barwnego) gazu oraz rozgrzanie zlewki.

Roztwór w zlewce (nie zmienia barwy / zabarwia się na malinowo / zabarwia się na żółto / zabarwia się na zielono).

Zadanie 11. (1 pkt)

Określ, czy opisana reakcja jest egzotermiczna, czy endotermiczna.

.....

Zadanie 12. (2 pkt)

Zapisz w formie cząsteczkowej równania wskazanych poniżej reakcji chemicznych.

Równanie reakcji potasu z wodą:

.....

Równanie reakcji syntezy wody z pierwiastków:

.....

Praktyczne wskazówki do zadania 10., 11. i 12.

Te zadania sprawdzają Twoją wiedzę z zakresu właściwości fizycznych i chemicznych pierwiastków i ich związków, a w szczególności z zachowania **potasu wobec wody**. Swoją wiedzę musisz wykorzystać do planowania typowych eksperymentów i zapisywania przewidywanych obserwacji. Musisz zwrócić uwagę na rozróżnianie roztworów o odczynie kwasowym, zasadowym i obojętnym oraz pamiętać rodzaje i zachowanie się wskaźników w roztworach o różnych odczynach. Przypomnij też typy reakcji chemicznych i ich podział ze względu na efekty energetyczne, tzw. reakcje endo- i egzoenergetyczne. W tym zadaniu zwróć szczególną uwagę na metody otrzymywania zasad w reakcjach metali aktywnych z wodą (zob. wskazówki umieszczone w zadaniu 9.).

Wskaźniki to substancje pozwalające odróżnić roztwór o odczynie kwaśnym, zasadowym i obojętnym.

Fenoloftaleina to często używany wskaźnik do sprawdzenia, czy roztwór badany ma charakter zasadowy, ponieważ w tym roztworze przyjmuje charakterystyczne malinowe zabarwienie.

Prawidłowe odpowiedzi i schemat oceniania do zadania 10., 11., 12.

Odpowiedź modelowa i punktacja
<p>Zadanie 10. Po wrzuceniu kawałka potasu do zlewki zawierającej wodę destylowaną z fenoloftaleiną zachodzi gwałtowna reakcja, w wyniku której następuje wydzielanie się bezbarwnego gazu oraz rozgrzanie zlewki. Roztwór w zlewce zabarwia się na malinowo.</p> <p>Punktacja</p> <ul style="list-style-type: none"> • za 3 poprawne podkreślenia – 2 pkt • za 1 lub 2 poprawne podkreślenia – 1 pkt • za brak poprawnych podkreśleń – 0 pkt
<p>Zadanie 11. Za określenie: egzotermiczna – 1 pkt</p>
<p>Zadanie 12. Za zapisanie równań reakcji: Równanie reakcji potasu z wodą – 1 pkt $2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2$ Równania reakcji syntezy wody z pierwiastków – 1 pkt $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$ Za poprawny należy uznać każdy zapis, w którym spełnione jest prawo zachowania masy (także ze współczynnikami ułamkowymi).</p>

Zadanie 13. (1 pkt)

Poniżej przedstawiono wzory pięciu tlenków:



Dokonaj podziału tych tlenków na kwasowe i zasadowe. Wpisz wzór każdego tlenku w odpowiednie miejsce tabeli.

	Wzory tlenków
Tlenki zasadowe	
Tlenki kwasowe	

Praktyczne wskazówki do zadania 13.

To zadanie wykonasz bez problemu, jeśli poznasz typowe właściwości chemiczne tlenków metali i niemetalu. Poznając te właściwości, zwróć uwagę, co to znaczy *tlenek kwasowy*, *tlenek zasadowy* oraz czy *tlenek kwasotwórczy* znaczy to samo co *tlenek kwasowy*, a *zasadotwórczy* to samo, co *tlenek zasadowy*. W tym zadaniu pomocna będzie również wiedza z zakresu otrzymywania kwasów tlenowych i zasad.

A teraz krótko o tlenkach kwasowych:

- reagują z zasadami, ale nie z kwasami;
- często w reakcji z wodą tworzą kwasy tlenowe (wyjątek SiO_2 – nie reaguje z wodą, nie jest tlenkiem kwasotwórczym);
- są to najczęściej: SO_2 , SO_3 , CO_2 , SiO_2 , N_2O_5 , P_4O_{10} .

Tlenki zasadowe to takie,

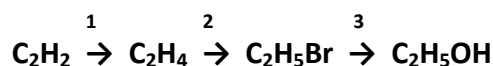
- które są zdolne do reakcji z kwasami, z tlenkami kwasowymi;
- często w reakcji z wodą tworzą **zasady**;
- są to najczęściej: K_2O , Na_2O (tlenki metali grupy I), CaO , MgO , BaO , Fe_2O_3 – **nie jest zasadowotwórczy!**

Prawidłowe odpowiedzi i schemat oceniania do zadania 13.

Odpowiedź modelowa		Punktacja
	Wzory tlenków	Łącznie za zadanie – 1 pkt
Tlenki zasadowe	K_2O MgO	
Tlenki kwasowe	N_2O_5 CO_2 SiO_2	

Chemia organiczna**Informacja do zadania 14. i 15.**

Na poniższym schemacie przedstawiono ciąg przemian prowadzących do otrzymania etanolu z etynu.

**Zadanie 14. (3 pkt)**

Zapisz równania reakcji oznaczonych na schemacie cyframi: 1, 2, 3. Związki organiczne przedstaw za pomocą wzorów półstrukturalnych (grupowych).

Równanie 1:

.....

Równanie 2:

.....

Równanie 3:

.....

Zadanie 15. (3 pkt)

Określ typ reakcji 1., 2., 3, stosując podział charakterystyczny dla chemii organicznej.

Typ reakcji 1:

Typ reakcji 2:

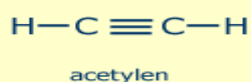
Typ reakcji 3:

Praktyczne wskazówki do zadania 14. i 15.

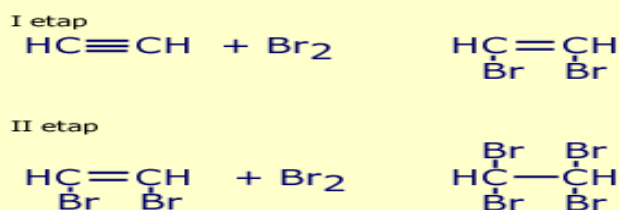
Te zadania wymagają od zdającego znajomości i rozumienia pojęć, praw i zjawisk chemicznych związanych z węglowodorami nienasyconymi, grupami funkcyjnymi i jednofunkcyjnymi pochodnych węglowodorów (halogenopochodnych, alkoholi) oraz znajomości prostych laboratoryjnych i przemysłowych metod otrzymywania jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów. Znając ten materiał, będziesz umiał przewidzieć produkty reakcji oraz określić typy reakcji dla związków organicznych. Zapoznaj się też z właściwościami chemicznymi etynu (acetylen) oraz z metodami otrzymywania alkoholi. Zwróć uwagę na typy wzorów: sumaryczny, strukturalny, półstrukturalny (grupowy).

Najważniejsze wiadomości o etynie (acetylenie), otrzymywaniu alkoholi i typach reakcji dla związków organicznych:

Najprostszym i najważniejszym przedstawicielem alkinów jest **acetylen** – C_2H_2 . Potrójne wiązanie węgiel-węgiel jest charakterystyczną cechą struktury alkinów.



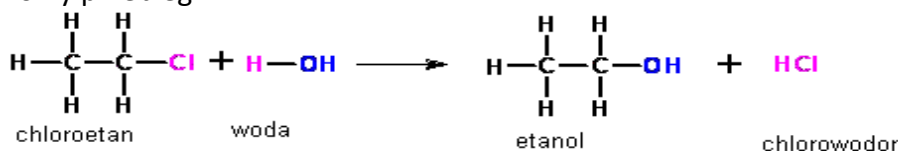
Właściwości chemiczne alkinów są podobne do właściwości chemicznych alkenów. Najbardziej charakterystyczną reakcją jest reakcja **przyłączenia**.

**Przykłady reakcji przyłączenia (addycji):**

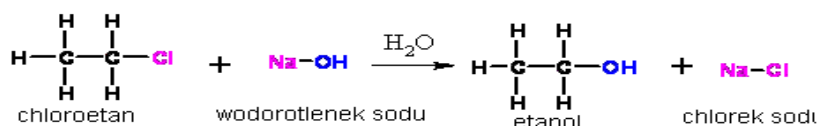
- przyłączenie wodoru
 $C_2H_2 + 2H_2 \rightarrow C_2H_6$
W reakcji produktem końcowym jest alkan.
- przyłączenie fluorowcowodorów
 $C_2H_2 + HCl \rightarrow C_2H_3Cl$
 $C_2H_3Cl + HCl \rightarrow C_2H_4Cl_2$

Otrzymywanie alkoholi

Istnieje szereg metod otrzymywania alkoholi, z których najbardziej ogólną jest **hydroliza fluorowcopochodnych węglowodorów**. Polega ona na reakcji chloro-, bromo- bądź jodopochodnej węglowodorów z wodą. Reakcja ta ma małe znaczenie praktyczne z uwagi na jej powolny przebieg.

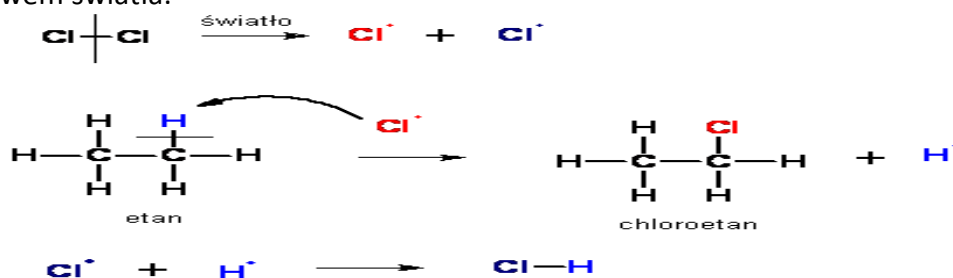


Lepszym sposobem otrzymywania alkoholi jest **hydroliza zasadowa** z użyciem wodnego roztworu wodorotlenku sodu lub potasu.

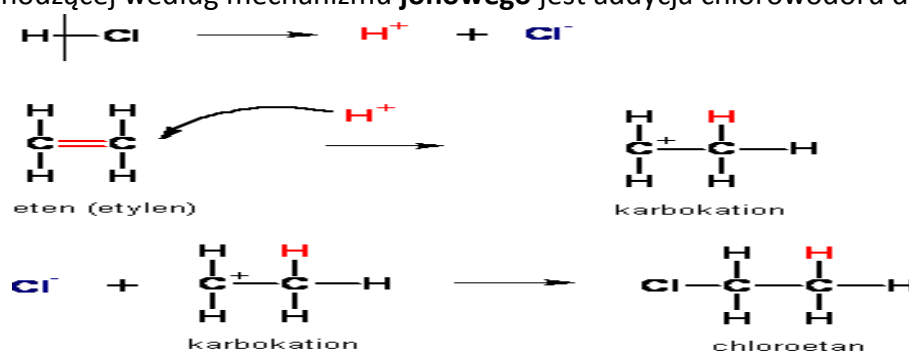


Reakcje zachodzące dla związków organicznych można podzielić ze względu na mechanizm ich zachodzenia także na inne podgrupy: **reakcje substytucji (podstawiania), addycji (przyłączania) i eliminacji.**

Reakcja substytucji, nazywana inaczej reakcją **podstawiania**, polega na zastąpieniu atomu lub grupy funkcyjnej przez inny atom lub grupę funkcyjną. Reakcja ta może zachodzić rodnikowo bądź jonowo, zależnie od rodzaju czynnika atakującego cząsteczkę substratu reakcji. Przykładem reakcji substytucji rodnikowej jest chlorowcowanie alkanów pod wpływem światła.



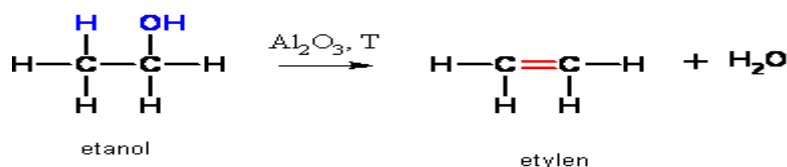
Reakcje addycji, czyli **przyłączania**, polegają na przyłączeniu cząsteczek homo- lub heteroatomowych do atomów węgla połączonych ze sobą wiązaniami wielokrotnymi. W wyniku reakcji addycji następuje zmniejszenie się krotności wiązania. Przykładem reakcji addycji zachodzącej według mechanizmu **jonowego** jest addycja chlorowodoru do etylenu.



W reakcji tej zachodzi przyłączenie cząsteczki heteroatomowej – chlorowodoru – do wiązania podwójnego.

W tym wypadku czynnikiem atakującym cząsteczkę substratu jest czynnik **elektrofilowy** – kation wodoru. Istnieją również reakcje, w których cząsteczka substratu jest atakowana przez czynnik nukleofilowy, np. jon Cl^- , amoniak NH_3 czy anion OH^- .

Ostatnia grupa reakcji to **reakcje eliminacji**. Polegają one na **oderwaniu od cząsteczki** związku dwóch atomów lub grup funkcyjnych bez zastąpienia ich innymi podstawnikami. Efektem tego typu reakcji jest zwiększenie krotności wiązania.

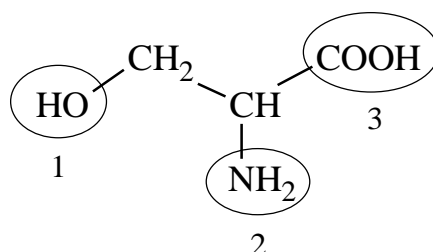


Prawidłowe odpowiedzi i schemat oceniania do zadań 14. ,15.

Odpowiedź modelowa	Punktacja
<p>Zadanie 14.</p> <p>Za zapisanie równań reakcji:</p> <p>1) $\text{CH} \equiv \text{CH} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH}_2$</p> <p>2) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{Br}$</p> <p>3) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{Br} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} + \text{NaBr}$ lub $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{Br} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{OH}^-} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH} + \text{HBr}$</p>	<p>Przyznajemy po 1 pkt za zapisanie każdej reakcji.</p> <p>Łącznie za zadanie – 3 pkt</p>
<p>Zadanie 15.</p> <p>Za określenie typów reakcji:</p> <p>1- addycja 2- addycja 3- substytucja</p>	<p>Przyznajemy po 1 pkt za określenie każdego typu reakcji.</p> <p>Łącznie za zadanie – 3 pkt</p>

Zadanie 16. (1 pkt)

Poniżej przedstawiono wzór seryny, która jest aminokwasem wchodzącym w skład wielu białek. We wzorze tym zakreślono i oznaczono numerami od 1 do 3 występujące w cząsteczce seryny grupy funkcyjne.



Wybierz i zaznacz odpowiedź (A, B, C lub D), w której podano prawidłowe nazwy systematyczne grup funkcyjnych, oznaczonych we wzorze seryny numerami 1, 2 i 3.

	Nazwa grupy funkcyjnej		
	numer 1	numer 2	numer 3
A.	hydroksylowa	azotanowa(V)	karboksylowa
B.	ketonowa	aminowa	aldehdowa
C.	hydroksylowa	aminowa	karboksylowa
D.	aldehdowa	aminowa	karboksylowa

Praktyczne wskazówki do zadania 16.

To zadanie sprawdza Twoją wiedzę z zakresu znajomości symboliki i terminologii chemicznej w odniesieniu do grup funkcyjnych i jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów (alkoholi, fenoli, aldehydów, ketonów, amin, kwasów karboksylowych) oraz wielofunkcyjnych pochodnych węglowodorów – najprostszyc aminokwasów. Zauważ, że w poleceniu znajduje się podpowiedź. Został podany wzór aminokwasu, a zatem na pewno związek ten zawiera grupę funkcyjną, tzw. aminową, i grupę karboksylową, charakterystyczną dla kwasów organicznych. Pozostaje jeszcze trzecia grupa OH, która składa się z tlenu i wodoru, a więc jest to grupa hydroksylowa.

Grupa funkcyjna jest to atom lub grupa atomów, które w połączeniu z grupą węglowodorową tworzą cząsteczkę pochodnej węglowodorowej i nadają danej grupie związków charakterystyczne właściwości. Obecność jednej grupy funkcyjnej zalicza dany związek do jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów.

Najważniejsze grupy funkcyjne zestawiono w poniższej tabeli.

Grupa funkcyjna	Nazwa grupy funkcyjnej (Z)	Nazwa pochodnych
-F, -Cl, -Br, -I	fluorowce (halogenki)	fluorowcopochodne węglowodorów
-OH	hydroksylowa	jeżeli jest połączona z grupą alkilową – <i>alkohole</i> jeżeli jest połączona z grupą aryłową – <i>fenole</i>
	aldehydowa	aldehydy
	ketonowa	ketony
	karboksylowa	kwasy karboksylowe
-NH ₂	aminowa	aminy
-NO ₂	nitrowa	związki nitrowe

Prawidłowa odpowiedź i schemat oceniania do zadania 16.

Odpowiedź modelowa	Punktacja
Odpowiedź C.	1 pkt

Zadanie 17. (2 pkt)

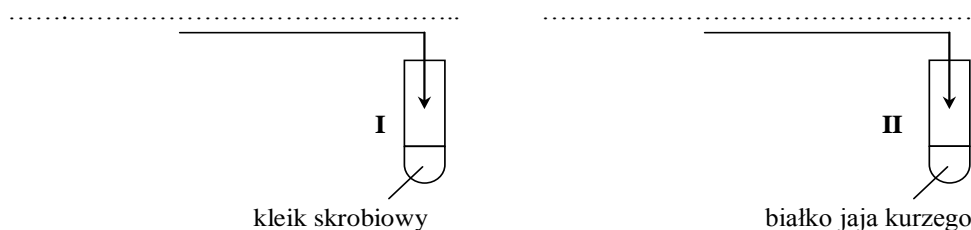
Niektóre związki organiczne można łatwo zidentyfikować, ponieważ ich reakcje z odpowiednimi odczynnikami przebiegają w charakterystyczny, łatwy do zaobserwowania sposób. Reakcje takie nazywamy próbami.

Spośród poniżej wymienionych odczynników wybierz te, za pomocą których można łatwo zidentyfikować związki znajdujące się w probówkach oznaczonych numerami I i II.

Odczynniki:

- stężony HNO_3
- I_2 w wodnym roztworze KI
- wodny roztwór Br_2

Uzupełnij poniższy rysunek schematycznie przedstawiający przebieg wybranych prób, wpisując w każde wykropkowane miejsce wzór odpowiedniego odczynnika, który dodany do danej probówki pozwoli zidentyfikować jej zawartość.

**Praktyczne wskazówki do zadania 17.**

To zadanie nie jest trudne, ale wymaga od Ciebie wiadomości o właściwościach najprostszych aminokwasów (białek), cukrów: glukozy, fruktozy, sacharozy, skrobi.

Zwróć uwagę na tzw. reakcje charakterystyczne, które pozwalają w sposób jednoznaczny zidentyfikować badaną substancję.

Oto trzy reakcje: biuretowa na **wykrycie białek**, próba Trommera na **wykrycie grupy aldehydowej** w glukozie i reakcja na **wykrycie skrobi**.

I. Wykrywanie białek. Reakcja biuretowa

Do probówki należy wlać roztwór białka jaja kurzego, a następnie kilka kropli NaOH. Mieszamy zawartość probówki i dodajemy kilka kropli roztworu CuSO_4 . Po dodaniu roztworu CuSO_4 do roztworu białka jaja kurzego pojawia się **fioletowoniebieskie** zabarwienie.

Do wykrywania białek służy również reakcja białka ze stężonym HNO_3 tzw. reakcja ksantoproteinowa. Białko w tej reakcji barwi się **na żółto**.

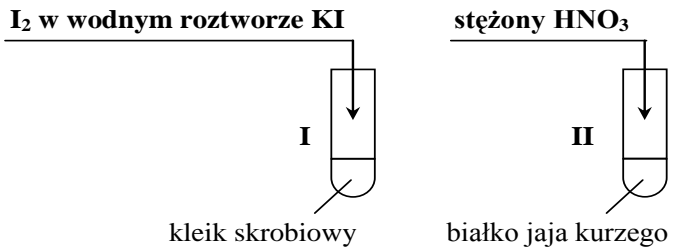
II. Wykrywanie grupy aldehydowej w glukozie. Próba Trommera na wykrywanie cukru prostego

Do probówki zawierającej świeżo strącony $\text{Cu}(\text{OH})_2$ dodajemy ok. 5 cm^3 roztworu glukozy, a następnie ostrożnie ogrzewamy. Po dodaniu roztworu glukozy do $\text{Cu}(\text{OH})_2$ w trakcie ogrzewania wytrąca się **ceglastoczerwony** osad tlenku miedzi (I), natomiast glukoza utlenia się do kwasu glukonowego: glukoza \rightarrow (utlenianie) kwas glukonowy

III. Wykrywanie skrobi

Do probówki zawierającej kleik skrobiowy wlewamy tzw. płyn Lugola. (roztwór jodu w jodku potasu). Próbę powtarzamy, nanosząc kroplę płynu Lugola na powierzchnię przekrojonego ziemniaka. Z płynem Lugola skrobia tworzy charakterystyczną barwę **fioletową**. Dzięki temu procesowi możemy wykrywać skrobię zarówno w roztworach, jak i w fazie stałej.

Prawidłowa odpowiedź i schemat oceniania do zadania 17.

Odpowiedź modelowa	Punktacja
<p><u>I₂ w wodnym roztworze KI</u></p> <p>stężony HNO₃</p> <p>I</p> <p>kleik skrobiowy</p> <p>II</p> <p>białko jaja kurzego</p> 	<p>Za uzupełnienie rysunku dla każdego związku – po 1 pkt</p> <p>łącznie – 2 pkt</p>