

JOANNA TOCZKO

CHEMIA



Autor biuletynu: **Joanna Toczko**

Autor opracowania graficznego: **Maja Chmura** (majachmura@wp.pl)

Redaktor merytoryczny cyklu: **Joanna Dziedzic**

Redaktor z ramienia CKE: **Lucyna Grabowska**

Redaktor językowy: **Katarzyna Martyka-Fiećko**

Redaktor techniczny: **Stefan Drobner**

Stan prawny na dzień 1 grudnia 2006 r.

Wydawca: **Centralna Komisja Egzaminacyjna**
Warszawa 2007

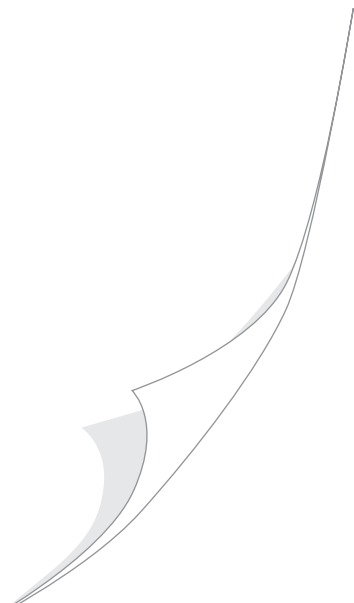
ISBN 83-7400-218-2

Łamanie tekstu:

Trzecie Oko S.C. (trzecieoko@q.pl)

SPIS TREŚCI

I. WSTĘP	4
II. ZANIM PODEJMIESZ DECYZJĘ	4
1. Jaka jest struktura i forma egzaminu maturalnego z chemii	6
2. W jaki sposób wyniki egzaminu maturalnego są przedstawiane na świadectwie	7
3. Z jakich pomocy można korzystać w czasie egzaminu maturalnego z chemii	7
4. Informator maturalny	8
III. JEŻELI PODJĄŁEŚ JUŻ DECYZJĘ	8
1. Jak opisane są wymagania egzaminacyjne	8
2. Jak konstruowane są zadania i arkusze egzaminacyjne	15
3. Jak rozwiązywać zadania	23
4. Jak uniknąć typowych błędów	34
ANEKS	
czyli przykładowy arkusz egzaminacyjny dla poziomu rozszerzonego z rozwiązaniami	37



I WSTĘP

W maju 2005 roku po raz pierwszy odbył się powszechny egzamin maturalny w nowej formie. Wszyscy zdający rozwiązywali z danego przedmiotu te same zadania, a prace egzaminacyjne sprawdzane były poza szkołą przez odpowiednio przeszkolonych egzaminatorów i oceniane według jednakowych w całym kraju kryteriów. W sesjach maturalnych, które odbyły się w 2005 i 2006 roku, egzamin maturalny z chemii zdawało około 7,5% wszystkich przystępujących do matury, spośród których około 38% wybrało ją jako przedmiot obowiązkowy.

Wyniki egzaminu maturalnego z chemii pokazały, że należy ona do trudniejszych przedmiotów egzaminacyjnych. Z drugiej jednak strony, średnie wyniki uzyskane przez zdających chemię są względnie wysokie w porównaniu z wynikami uzyskanymi z innych przedmiotów matematyczno-przyrodniczych. Wynik co najmniej 30% możliwych do uzyskania punktów z poziomu podstawowego osiągnęło około 95% zdających w 2005 roku i około 93% w roku 2006. Można zatem powiedzieć, że egzamin maturalny z chemii zdać było dość trudno, ale jeżeli ktoś go zdał, to z dobrym wynikiem. Sądzę, że jedną z możliwych przyczyn takiej sytuacji jest fakt, iż nauka chemii wymaga nie tylko zapamiętania pewnych wiadomości, ale także ich zrozumienia oraz umiejętności logicznego myślenia i precyzyjnego formułowania sądów. Dla tych, którzy chcą nauczyć się chemii bez próby zrozumienia jej praw, zjawisk, języka, spełnienie wymagań egzaminacyjnych będzie bardzo trudne, o ile w ogóle możliwe. Dla tych jednak, którzy starają się nie tylko zapamiętać, ale i zrozumieć wiedzę chemiczną, nauka tego przedmiotu nie będzie trudna, co więcej, przyniesie dużo satysfakcji, również w postaci wysokiego wyniku na egzaminie maturalnym.

Niniejszy Biuletyn skierowany jest przede wszystkim do maturzystów, którzy wybrali chemię jako przedmiot egzaminacyjny lub planują taką decyzję. Czytelnicy znajdą w nim podstawowe informacje o egzaminie i wskazówki, jak informacje te wykorzystać w przygotowaniu do egzaminu. Jeden z rozdziałów w całości poświęcony jest temu, jak rozwiązywać zadania egzaminacyjne. Analiza problemu postawionego w zadaniu oraz wybór właściwego sposobu jego rozwiązania to warunki konieczne do uzyskania dobrej oceny. Mam nadzieję, że przykłady analizy i rozwiązań wybranych zadań z dotychczasowych sesji maturalnych pomogą w kształtowaniu takiego podejścia do egzaminu.

Zapraszam do lektury Biuletynu, mając nadzieję, że dla osób, które wybrały chemię jako przedmiot egzaminacyjny, będzie on praktyczną pomocą w dobrym przygotowaniu się do egzaminu, a osoby niezdecydowane – zachęci do wyboru tego przedmiotu.

II ZANIM PODEJMIESZ DECYZJĘ

W roku szkolnym, w którym przystąpisz do egzaminu maturalnego, czeka cię bardzo ważna decyzja o wyborze przedmiotów, które chcesz na maturze zdawać. Do końca września będziesz musiał złożyć dyrektorowi swojej szkoły wstępną deklarację, a nie później niż do 20 grudnia – deklarację ostateczną.

Jest sprawą oczywistą, że wybór ten podyktowany jest przede wszystkim wymaganiami, jakie wyższe uczelnie stawiają kandydatom, ubiegającym się o przyjęcie na określone kierunki studiów. Warto jednak pamiętać o swoich zainteresowaniach i zamiłowaniach, ponieważ przygotowanie do egzaminu z przedmiotu, który lubisz i którym się interesujesz, jest o wiele łatwiejsze, niż w przypadku przedmiotu, którego nie lubisz, nie rozumiesz, albo który cię nudzi.

Zanim zdecydujesz się na wybór chemii jako przedmiotu maturalnego, zapoznaj się z poniższymi informacjami, opracowanymi na podstawie przepisów prawnych dotyczących matury. Mówią one o różnych wariantach egzaminu z chemii i konsekwencjach ich wyboru. W dalszej części tego rozdziału przedstawione zostały informacje o strukturze i formie egzaminu maturalnego z chemii, pomocach, z których można korzystać w czasie egzaminu, oraz o Informatorze maturalnym od 2005 roku z chemii.

1 JAKA JEST STRUKTURA I FORMA EGZAMINU MATURALNEGO Z CHEMII

Egzamin maturalny z chemii jest egzaminem pisemnym i może być zdawany jako przedmiot wybrany **obowiązkowo** lub **dodatkowo**.

1.1 CHEMIA WYBRANA JAKO PRZEDMIOT OBOWIĄZKOWY

Egzamin maturalny z chemii jako przedmiotu obowiązkowego może być zdawany na poziomie:

- podstawowym
- lub rozszerzonym.

Osoby zdające chemię jako przedmiot obowiązkowy na **poziomie podstawowym** rozwiązują **arkusz dla poziomu podstawowego**. Osoby, które zdecydowały się zdawać chemię jako przedmiot obowiązkowy na **poziomie rozszerzonym**, rozwiązują **arkusz dla poziomu rozszerzonego**.

Ponadto **absolwenci klas dwujęzycznych, którzy wybrali chemię jako przedmiot obowiązkowy**, rozwiązują – po przerwie – **arkusz**, zawierający dodatkowe zadania egzaminacyjne przygotowane w języku obcym, będącym drugim językiem nauczania. Zadania te są konstruowane zgodnie z wymaganiami dla poziomu podstawowego.

1.2 CHEMIA WYBRANA JAKO PRZEDMIOT DODATKOWY

Egzamin maturalny z chemii jako przedmiotu dodatkowego jest zdawany na poziomie **rozszerzonym**.

Osoby, które zdecydowały się zdawać chemię jako **przedmiot dodatkowy**, rozwiązują **arkusz dla poziomu rozszerzonego**.

Ponadto **absolwenci klas dwujęzycznych** mogą rozwiązać – po przerwie – **arkusz** zawierający dodatkowe zadania egzaminacyjne przygotowane w języku obcym, będącym drugim językiem nauczania. Zadania te są konstruowane zgodnie z wymaganiami dla poziomu podstawowego.

Poniższa tabela ilustruje strukturę egzaminu maturalnego z chemii.

POZIOM	CZAS TRWANIA	ZADANIA EGZAMINACYJNE
PODSTAWOWY (obowiązkowy dla zdających chemię na poziomie podstawowym – jako przedmiot wybrany obowiązkowo)	120 minut	sprawdzają wiedzę i umiejętność zastosowania tej wiedzy w praktyce; obejmują zakres wymagań określonych dla poziomu podstawowego
ROZSZERZONY (do wyboru – alternatywnie z poziomem podstawowym – dla zdających chemię jako przedmiot wybrany obowiązkowo; obowiązkowy dla zdających chemię jako przedmiot wybrany dodatkowo)	150 minut	sprawdzają umiejętność zastosowania poznanych metod do rozwiązywania problemów dotyczących treści z zakresu wymagań określonych dla poziomu rozszerzonego
ZADANIA DODATKOWE DLA ABSOLWENTÓW KLAS DWUJĘZCZNYCH (obowiązkowe dla zdających chemię absolwentów klas dwujęzycznych)	80 minut	dotyczą treści z zakresu danego przedmiotu realizowanych w drugim języku nauczania zgodnie z wymaganiami dla poziomu podstawowego

W JAKI SPOSÓB WYNIKI EGZAMINU MATURALNEGO SĄ PRZEDSTAWIANE NA ŚWIADECTWIE

Wyniki egzaminu maturalnego są wyrażane w skali procentowej, np. *jeżeli zdający za rozwiązanie arkusza otrzymał 30 punktów na 50 możliwych do uzyskania, to na świadectwie dojrzałości będzie miał wpisany wynik 60%.*

Zdający zdał egzamin maturalny, jeżeli otrzymał co najmniej 30% punktów możliwych do uzyskania ze wszystkich przedmiotów obowiązkowych na wybranym poziomie.

Oznacza to, że jeżeli na egzaminie maturalnym z chemii za rozwiązanie arkusza dla poziomu

- *podstawowego można uzyskać 50 punktów, to – aby zdać egzamin z chemii – trzeba za rozwiązanie tego arkusza otrzymać co najmniej 15 punktów,*
- *rozszerzonego można uzyskać 60 punktów, to – aby zdać egzamin – trzeba za rozwiązanie tego arkusza otrzymać co najmniej 18 punktów.*

Ponadto jeżeli zdający z jednego przedmiotu obowiązkowego nie spełnił tego warunku, ale ze wszystkich egzaminów obowiązkowych uzyskał średnią co najmniej 30%, to także zdał egzamin maturalny.

Na świadectwie dojrzałości odnotowuje się poziom i wynik części pisemnej egzaminu z danego przedmiotu. W roku szkolnym 2006/2007 osoby, które przystąpią w części pisemnej do egzaminu z danego przedmiotu na poziomie rozszerzonym (i po raz pierwszy otrzymają świadectwo dojrzałości), na świadectwie tym będą **dodatkowo** miały odnotowany wynik z tego przedmiotu na poziomie podstawowym – ustalony według specjalnego przelicznika. *Oznacza to, że jeżeli zdający egzamin maturalny z chemii otrzyma 40 punktów za rozwiązanie arkusza dla poziomu podstawowego (na 50 możliwych do uzyskania), to na świadectwie będzie miał wpisany wynik 80% za egzamin z chemii na poziomie podstawowym. Jeżeli uzyskał 30 punktów za rozwiązanie arkusza dla poziomu rozszerzonego (na 60 możliwych), to na świadectwie będzie miał wpisane wynik 50% za egzamin z chemii na poziomie rozszerzonym oraz – tylko w roku szkolnym 2006/2007 – wynik 57% za egzamin z tego przedmiotu na poziomie podstawowym.*

Laureaci i finaliści olimpiad przedmiotowych są – na podstawie zaświadczenia stwierdzającego uzyskanie tytułu laureata lub finalisty, które przedkładają dyrektorowi swojej szkoły jako przewodniczącemu szkolnego zespołu egzaminacyjnego – zwolnieni z egzaminu maturalnego z danego przedmiotu. Zwolnienie to jest równoznaczne z uzyskaniem przez nich najwyższego wyniku na poziomie podstawowym i rozszerzonym z tego przedmiotu. Na świadectwie dojrzałości wpisuje się wtedy – w miejscu przeznaczonym na wynik egzaminu z danego przedmiotu – „zwolniony/zwolniona” oraz umieszcza adnotację o posiadanym tytule laureata lub finalisty olimpiady i uzyskaniu z egzaminu maturalnego z przedmiotu tej olimpiady **100%** punktów na poziomie podstawowym i rozszerzonym.

Warto także zwrócić uwagę na fakt, że jeśli zdający zadeklarował zdawanie przedmiotów **dodatkowych** (co nie jest obowiązkowe), a nie przystąpił do tych egzaminów, to na świadectwie maturalnym, w miejscu przeznaczonym na wyniki egzaminów z przedmiotów dodatkowych, będzie miał wpisane **0%**.

Z JAKICH POMOCY MOŻNA KORZYSTAĆ W CZASIE EGZAMINU MATURALNEGO Z CHEMII

Informację o materiałach i przyborach pomocniczych, z których mogą korzystać zdający w części pisemnej egzaminu maturalnego z poszczególnych przedmiotów, dyrektor Centralnej Komisji Egzaminacyjnej zamieszcza na stronie internetowej Komisji Centralnej (www.cke.edu.pl) na co najmniej 2 miesiące przed terminem części pisemnej egzaminu.

Obecnie obowiązująca informacja na ten temat mówi, że na egzaminie maturalnym z chemii zdający powinien w czasie egzaminu mieć do dyspozycji *kartę wybranych tablic chemicznych* oraz

może korzystać z prostego kalkulatora. Nie może to być kalkulator, który rysuje wykresy, rozwiązuje równania, oblicza parametry danych statystycznych. Spośród obecnie dostępnych na rynku wymagania te spełniają w zasadzie tylko kalkulatory najprostsze, to znaczy takie, przy których użyciu można wykonywać cztery podstawowe działania: dodawanie, odejmowanie, mnożenie i dzielenie. Przy rozwiązywaniu zadań egzaminacyjnych z chemii w zupełności to wystarcza, ponieważ dane w zadaniach, które wymagają logarytmowania, są tak dobierane, aby można było działanie to wykonać bez pomocy tablic logarytmicznych lub kalkulatora. Przykład: w zadaniu 35. w arkuszu II (poziom rozszerzony) na egzaminie maturalnym z chemii w maju 2006 roku należało obliczyć pH wody deszczowej, w której stężenie jonów wodorowych wynosi $0,00001 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Zdający powinien umieć bez użycia kalkulatora wyrazić liczbę 0,00001 jako 10^{-5} oraz wyciągnąć z niej logarytm dziesiętny: $\log 10^{-5} = -5$.

Karta wybranych tablic chemicznych jest umieszczona w informatorze maturalnym z chemii oraz na stronach internetowych Centralnej Komisji Egzaminacyjnej i komisji okręgowych. Powinna być także do dyspozycji uczniów w każdej szkole, ponieważ szkoły kończące się maturą otrzymały te karty w 2005 roku.



4 INFORMATOR MATURALNY

Najbardziej podstawowym i szczegółowym źródłem informacji o egzaminie maturalnym z chemii jest „**Informator maturalny/od 2005 roku/chemia**”, opublikowany przez Centralną Komisję Egzaminacyjną w 2003 roku. Dla osoby planującej zdawanie chemii na maturze jest on **lekturą obowiązkową**.

Poza opisem struktury i formy egzaminu oraz jego regulacji prawnych Informator zawiera opis standardów wymagań egzaminacyjnych i szczegółowy opis wymagań egzaminacyjnych, które są podstawą konstrukcji zadań i arkuszy egzaminacyjnych. Ponadto można w nim znaleźć przykładowe arkusze (I i II) z modelami odpowiedzi i schematami punktowania a także przykładowe rozwiązania tych arkuszy z przyznanymi przez egzaminatora punktami za rozwiązania poszczególnych zadań.

Jesienią 2006 roku ukazał się także „**Aneks do informatora – od maja 2007 roku. Chemia**”, opisujący egzamin maturalny z chemii w formie obowiązującej od sesji wiosennej 2007 roku. Jest w nim informacja o strukturze i formie egzaminu oraz o zasadach oceniania arkuszy egzaminacyjnych a także umieszczono w nim przykładowe arkusze egzaminacyjne z kryteriami oceniania z poziomu podstawowego i rozszerzonego.



III JEŻELI PODJĄŁEŚ JUŻ DECYZJĘ



1 JAK OPISANE SĄ WYMAGANIA EGZAMINACYJNE

W tym rozdziale znajdziesz podpowiedź, jak czytać i analizować standardy oraz szczegółowy opis wymagań egzaminacyjnych.

Jeżeli podjąłeś decyzję o przystąpieniu do egzaminu maturalnego z chemii, powinieneś wnikliwie przeczytać i przeanalizować szczegółowy opis wymagań egzaminacyjnych dla tego przedmiotu i:

- zastanowić się, czy rozumiesz, na czym polega każde z wymagań;
- jeśli zdecydowałeś się na egzamin na poziomie rozszerzonym, sprawdzić, czy miałeś okazję pracować w szkole nad wszystkimi elementami wymagań.

Jeśli czegoś nie rozumiesz albo masz jakieś wątpliwości, powinieneś przede wszystkim poprosić o pomoc swojego nauczyciela chemii, który:

- wskaże, co było na lekcjach omawiane i ćwiczone oraz na co powinieneś zwrócić szczególną uwagę;
- podpowie ci, z jakich podręczników i zbiorów zadań najlepiej korzystać.

1.1 STANDARDY WYMAGAŃ EGZAMINACYJNYCH

Standardy wymagań egzaminacyjnych są zatwierdzoną przez ministra edukacji **normą wiedzy i umiejętności**, jakimi powinni wykazywać się absolwenci na zakończenie poszczególnych etapów kształcenia. Stanowią one podstawę przeprowadzania sprawdzianów i egzaminów w całym kraju.

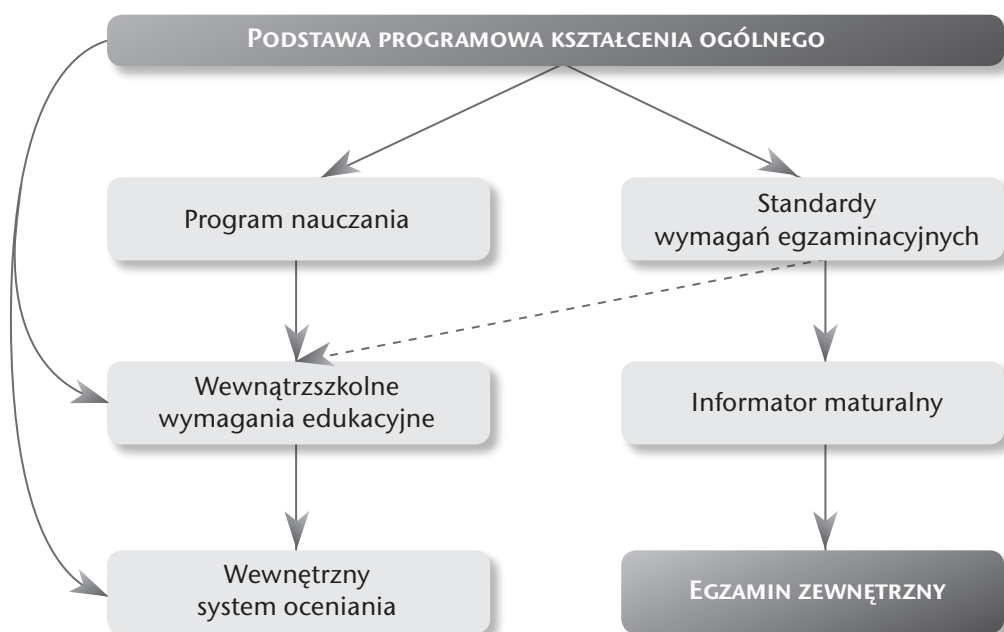
Podstawą egzaminu maturalnego z chemii są więc standardy wymagań egzaminacyjnych dla tego przedmiotu. Są one jednakowe dla wszystkich osób zdających maturę z chemii – nie zależą od typu szkoły i profilu klasy, którą ukończyłeś, programu chemii ani podręcznika wykorzystywanego w szkole.

Tym, co łączy standardy wymagań egzaminacyjnych z z chemii z różnymi programami jej nauczania, jest tak zwana **podstawa programowa** z tego przedmiotu, określona osobno dla kształcenia na poziomie podstawowym i rozszerzonym. Z niej „wyprowadzone” są zarówno standardy wymagań egzaminacyjnych, które są jednakowe w całym kraju, jak i programy nauczania i podręczniki, których jest wiele, a ich wybór zależy od szkoły.

Programy nauczania określają wymagania edukacyjne, z których wynika system oceniania obowiązujący w szkole (musi on być zgodny z podstawą programową). Według jego zasad byłeś oceniany w swojej szkole. Standardy wymagań egzaminacyjnych umożliwiły zaś opracowanie szczegółowych wymagań egzaminacyjnych, które sprawdza egzamin maturalny.

Trzeba pamiętać, że wewnętrzzszkolny system oceniania i system egzaminów zewnętrznych stanowią dwa wzajemnie uzupełniające się systemy. Każdy z nich spełnia nieco inną rolę i każdy jest równie ważny.

Relacje między podstawą programową kształcenia ogólnego, programami nauczania, wewnętrzzszkolnym systemem nauczania oraz standardami wymagań egzaminacyjnych i egzaminami zewnętrznymi ilustruje poniższy schemat.



Wiadomości i umiejętności sprawdzane na egzaminie maturalnym zostały pogrupowane w trzech obszarach:

- I. Wiadomości i rozumienie
- II. Korzystanie z informacji
- III. Tworzenie informacji.

W przypadku egzaminu maturalnego z chemii standardy wymagań egzaminacyjnych są następujące (według Informatora maturalnego od 2005 roku z chemii):

Obszar I. Wiadomości i rozumienie

Zdający zna, rozumie i stosuje prawa, pojęcia i terminy oraz wyjaśnia procesy i zjawiska:

Poziom podstawowy	Poziom rozszerzony
STANDARD I.1 [zdający] zna i rozumie prawa, pojęcia i zjawiska chemiczne, posługuje się terminologią i symboliką chemiczną związaną z: - budową atomu, izotopami i promieniotwórczością naturalną, - wiązaniem chemicznym, - molekule substancji chemicznej, - pierwiastkami i związkami chemicznymi, - typami reakcji chemicznych, - roztworami wodnymi i ich stężeniem, - dysocjacją jonową i reakcjami zobojętnienia i strącania osadów, - reakcjami utleniania i redukcji, - węglowodorami i ich pochodnymi.	STANDARD I.1 jak na poziomie podstawowym oraz: - budową atomu w jakościowym ujęciu mechaniki kwantowej, izotopami i promieniotwórczością sztuczną, - szybkością reakcji chemicznych, katalizą, - układami koloidalnymi, - elektrolitami, dysocjacją jonową oraz reakcjami zachodzącymi w roztworach wodnych, - ogniwami galwanicznymi i elektrolizą, - szeregiem homologicznym, - izomerią związków organicznych.
STANDARD I.2 [zdający] opisuje właściwości najważniejszych pierwiastków i związków chemicznych oraz ich zastosowania: - właściwości fizyczne i chemiczne metali i niemetałów (Na, K, Mg, Ca, Al, Zn, Fe, Cu, H, O, N, Cl, Br, C, Si, P, S), - właściwości fizyczne i chemiczne tlenków wymienionych metali i niemetałów, wodoroków niemetałów O, N, Cl, Br, S, najważniejszych zasad, kwasów i soli, węglowodorów i ich pochodnych, - zastosowania poznanych substancji chemicznych i zagrożenia powodowane niewłaściwym ich wykorzystaniem.	STANDARD I.2 jak na poziomie podstawowym oraz: - właściwości fizyczne i chemiczne metali (Cr, Mn, Ag), - właściwości fizyczne i chemiczne tlenków wymienionych metali, wodoroków, wodorotlenków, kwasów i soli, węglowodorów i ich pochodnych.
STANDARD I.3 [zdający] przedstawia i wyjaśnia zjawiska i procesy chemiczne: - zapisuje równania reakcji chemicznych w formie cząsteczkowej i jonowej, - interpretuje jakościowo i ilościowo równania reakcji chemicznej, - opisuje efekty energetyczne przemian, - określa czynniki wpływające na przebieg reakcji chemicznych.	STANDARD I.3 jak na poziomie podstawowym.

OBSZAR II. KORZYSTANIE Z INFORMACJI
Zdający wykorzystuje i przetwarza informacje:

POZIOM PODSTAWOWY	POZIOM ROZSZERZONY
STANDARD II.1 [zdający] odczytuje i analizuje informacje przedstawione w różnej formie: a) tablic chemicznych, wykresów, tabel, schematów, rysunków, b) w tekstach o tematyce chemicznej.	STANDARD II.1 jak na poziomie podstawowym.
STANDARD II.2 [zdający] uzupełnia brakujące informacje na podstawie analizy tablic chemicznych, wykresów, tabel, schematów, rysunków i tekstów.	STANDARD II.2 jak na poziomie podstawowym.
STANDARD II.3 [zdający] selekcjonuje, porównuje przedstawione informacje.	STANDARD II.3 jak na poziomie podstawowym.
STANDARD II.4 [zdający] przetwarza informacje według podanych zasad: a) konstruuje schematy, rysunki, tabele, wykresy, b) formułuje opisy przedstawionych zjawisk lub procesów.	STANDARD II.4 jak na poziomie podstawowym.
STANDARD II.5 [zdający] wykonuje obliczenia chemiczne: a) z zastosowaniem pojęcia mola i objętości molowej, b) stechiometryczne, c) związane ze stężeniem procentowym i stężeniem molowym roztworu.	STANDARD II.5 jak na poziomie podstawowym oraz: a) związane z izotopami i przemianami promieniotwórczymi, b) z zastosowaniem warunków standardowych i warunków normalnych, c) związane z rozpuszczalnością, przeliczaniem stężeń, d) związane z SEM ogniwa oraz z zastosowaniem praw elektrolizy, e) związane ze stałą równowagi, stałą i stopniem dysocjacji, prawem rozcieńczeń Ostwalda, pH roztworu, f) związane z szybkością reakcji chemicznej, g) związane z efektami energetycznymi przemian.

OBSZAR III. TWORZENIE INFORMACJI

Zdający rozwiązuje problemy, tworzy i interpretuje informacje:

POZIOM PODSTAWOWY	POZIOM ROZSZERZONY
STANDARD III.1 [zdający] wyjaśnia zależności przyczynowo-skutkowe w zakresie: podobieństw i różnic we właściwościach pierwiastków, zależności między budową substancji a jej właściwościami oraz przemian chemicznych.	STANDARD III.1 jak na poziomie podstawowym.
STANDARD III.2 [zdający] planuje typowe eksperymenty i przewiduje obserwacje.	STANDARD III.2 [zdający] planuje eksperymenty i przewiduje obserwacje.
STANDARD III.3 [zdający] interpretuje informacje oraz formułuje wnioski.	STANDARD III.3 [zdający] interpretuje informacje oraz formułuje wnioski i uzasadnia opinie.

Zwróć uwagę na to, że standardy wymagań egzaminacyjnych są określone odrębnie dla poziomu podstawowego i rozszerzonego, przy czym standardy dla poziomu rozszerzonego są standardami dla poziomu podstawowego poszerzonymi o pewne zagadnienia.

Standardy obszaru I określają zakres treści (czyli zagadnień), które mogą być sprawdzane na egzaminie maturalnym z chemii. Ich układ w programie nauczania i podręczniku, z którego uczyłeś się w szkole, może się różnić od układu, w jakim zostały przedstawione w opisie standardu.

Warto także zwrócić uwagę, że do wykonania czynności wchodzących w zakres standardów obszaru II i III trzeba nauczyć się tego (wiedzieć to, rozumieć i stosować), co wchodzi w zakres standardów obszaru I. Informacje, które wykraczają poza zakres obszaru I, a są konieczne do rozwiązania danego problemu, podane są w treści zadania lub poprzedzającym go wprowadzeniu.

Analizując powyższe zapisy możemy stwierdzić, że

Standardy z obszaru I określają, jakie			
I.1	prawa, pojęcia i zjawiska chemiczne oraz terminy i elementy symboliki chemicznej	zdający powinien	znać i rozumieć.
I.2	właściwości najważniejszych pierwiastków i związków chemicznych oraz ich zastosowania	zdający powinien	umieć opisywać.
I.3	zjawiska i procesy chemiczne	zdający powinien	umieć przedstawiać i wyjaśniać (i w jaki sposób).

Standardy z obszaru II określają, jakie operacje (czynności) zdający powinien **umieć wykonać**, wykorzystując i przetwarzając informacje podane w treści zadania w formie:

tekstu o tematyce chemicznej,
tablic,
tabel,
wykresów,
schematów,
rysunków.

Czynności te to:

II.1 **odczytywanie i analizowanie**

II.2 **uzupełnianie**

II.3 **selekcjonowanie i porównywanie**

II.4 **przetwarzanie**

II.5 **stosowanie do obliczeń**

Standardy z obszaru III określają, jakiego typu informacje zdający powinien umieć **tworzyć**. Są nimi:

III.1 **wyjaśnienia** (zależności przyczynowo-skutkowych)

III.2 **plany** (eksperymentów), **przewidywania** (obserwacji)

III.3 **interpretacje, sformułowania** (wniosków), **uzasadnienia** (opinii)

1.3

SZCZEGÓŁOWY OPIS WYMAGAŃ EGZAMINACYJNYCH

Szczegółowy opis wymagań egzaminacyjnych jest najważniejszą częścią Informatora, ponieważ precyzuje standardy wymagań egzaminacyjnych. Zadania, które znajdują się w arkuszach egzaminacyjnych, nie mogą wykraczać poza wiadomości i umiejętności wymienione w wymaganiach egzaminacyjnych.

O ile standardy dla poziomu podstawowego i rozszerzonego przedstawione są w Informatorze w tej samej tabeli, o tyle szczegółowy opis wymagań dla poziomu podstawowego stanowi jedną (bardzo dużą) tabelę, a dla poziomu rozszerzonego – drugą.

W każdej z tych tabel wymagania są ułożone według poszczególnych standardów.

PRZYKŁAD:

Opis wymagań egzaminacyjnych ze standardu I.2 dla poziomu podstawowego rozpoczyna się następująco:

Standard	Opis wymagań
2) [zdający] opisuje właściwości najważniejszych pierwiastków i związków chemicznych oraz ich zastosowania:	Zdający potrafi:
a) właściwości fizyczne i chemiczne metali i niemetalu (Na, K, Mg, Ca, Al, Zn, Fe, Cu, H, O, N, Cl, Br, C, Si, P, S),	1) podać typowe właściwości fizyczne wymienionych metali i niemetalu (np. stan skupienia, barwa, połysk, zapach); 2) podać typowe właściwości chemiczne wymienionych pierwiastków, w tym zachowanie wobec: ● tlenu (Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu, H, C, P, S), ● wodoru (N, S, Cl, O, Br), ● wody (Na, K, Mg, Ca, Cl), ● kwasów nieutleniających (metale), ● siarki i chloru (metale);

Opis wymagań egzaminacyjnych ze standardu I.2 dla poziomu rozszerzonego rozpoczyna się następująco (wytluszczono te wymagania, które nie były wymienione dla poziomu podstawowego; w Informatorze nie ma wytłuszczeń):

Standard	Opis wymagań
2) [zdający] opisuje właściwości najważniejszych pierwiastków i związków chemicznych oraz ich zastosowania:	Zdający potrafi:
a) właściwości fizyczne i chemiczne metali i niemetalu (Na, K, Mg, Ca, Al, Zn, Fe, Cu, H, O, N, Cl, Br, C, Si, P, S, Cr, Mn, Ag),	1) podać typowe właściwości fizyczne wymienionych metali i niemetalu (np. stan skupienia, barwa, połysk, zapach); 2) podać typowe właściwości chemiczne wymienionych pierwiastków, w tym zachowanie wobec: ● tlenu (Na, K, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu, Cr, Mn, Ag, H, C, P, S), ● wodoru (N, S, Cl, O, Br), ● wody (Na, K, Mg, Ca, Cl), ● kwasów nieutleniających (metale), ● kwasów utleniających (metale: Cu, Ag, Al, Fe), ● siarki i chloru (metale); 3) opisać zachowanie metalu w roztworze soli innego metalu; 4) opisać metody otrzymywania metali i niemetalu w reakcjach: utleniania-redukcji, elektrolizy;

Widzisz więc, że wymagania egzaminacyjne dla poziomu rozszerzonego zawierają wymagania dla poziomu podstawowego oraz te zagadnienia lub umiejętności, które na poziomie podstawowym nie obowiązują.

W przypadku podpunktu a) standardu I.2 na rozszerzonym poziomie egzaminu, wymagana jest od zdającego znajomość właściwości fizycznych i chemicznych większej liczby pierwiastków (ich lista poszerzona jest o srebro, chrom i mangan). Oczekuje się od niego także wiadomości na temat zachowania tych metali oraz sodu i potasu wobec tlenu oraz zachowania miedzi, srebra, glinu i żelaza wobec kwasów utleniających.

2

JAK SKONSTRUOWANE SĄ ZADANIA I ARKUSZE EGZAMINACYJNE

W tym rozdziale znajdziesz informacje, które bardziej niż strony merytorycznej egzaminu, dotyczą jego strony formalnej. Ich znajomość nie jest, oczywiście, konieczna, aby dobrze przygotować się egzaminu, mogą okazać się jednak pomocne: pozwolą Ci „oswoić się” z arkuszem egzaminacyjnym, kartą wybranych tablic chemicznych, sposobem redagowania zadań egzaminacyjnych.

2.1

ZADANIA EGZAMINACYJNE

A) TYPY ZADAŃ EGZAMINACYJNYCH

W arkuszach egzaminacyjnych znajdują się zadania różnych typów. Warto się z nimi zapoznać, ponieważ od typu zadania zależy technika jego rozwiązywania. Można wyróżnić 2 rodzaje zadań:

- otwarte, przy rozwiązywaniu których zdający sam redaguje odpowiedź;
- zamknięte, przy rozwiązywaniu których zdający wybiera spośród podanych odpowiedzi.

Zadania otwarte i zamknięte mogą mieć różną formę, co ilustruje poniższa tabela.

ZADANIA OTWARTE:	ZADANIA ZAMKNIĘTE:
ROZSZERZONEJ ODPOWIEDZI Są to zadania, w których od zdającego wymaga się napisania dłuższej wypowiedzi. W przypadku chemii mogą to być na przykład zadania rachunkowe albo takie, w których należy zaprojektować doświadczenie.	PRZYPORZĄDKOWANIA (NA DOBIERANIE) W zadaniach tego typu zdający dysponuje dwiema listami i elementy jednej listy musi przyporządkować elementom drugiej, np. wymienionym substancjom przyporządkowuje ich właściwości. Na ogół jedna lista zawiera o jeden element więcej niż druga.
KRÓTKIEJ ODPOWIEDZI W tego typu zadaniach zdający formułuje krótką odpowiedź, na przykład podaje nazwę związku chemicznego lub procesu, albo wzór lub równanie chemiczne.	WIELOKROTNEGO WYBORU Są to zadania, w których zdający wybiera jedną spośród kilku (najczęściej czterech) podanych odpowiedzi A, B, C, D.

Z LUKĄ W zadaniach z luką zdający uzupełnia podany w treści zadania tekst (którym może być także równanie chemiczne lub schemat procesu), wpisując w odpowiednie miejsca brakujące krótkie informacje.	TYPU PRAWDA – FAŁSZ W treści zadań tego typu podanych jest kilka twierdzeń, a zdający ma ocenić ich prawdziwość lub poprawność.
---	--

PRZYKŁADY ZADAŃ RÓŻNYCH TYPÓW

ZADANIA OTWARTE

ZADANIE ROZSZERZONEJ ODPOWIEDZI (5 PKT)

Masz do dyspozycji: blaszkę cynkową, blaszkę miedzaną, roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), roztwór siarczanu(VI) cynku.

Zaproponuj doświadczenie, w którym porównasz aktywność miedzi i cynku. W tym celu:

- przedstaw schematyczny rysunek doświadczenia,
- opisz przewidywane obserwacje,
- napisz, w formie jonowej, równanie(-a) zachodzącej(-ych) reakcji,
- sformułuj wniosek wynikający z tego doświadczenia.

Egzamin maturalny z chemii, maj 2005

ZADANIE KRÓTKIEJ ODPOWIEDZI (1 PKT)

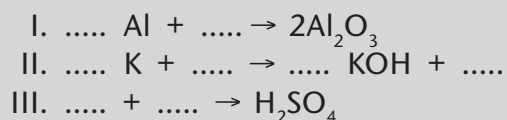
Właściwości fizyczne i chemiczne substancji można określić na podstawie budowy ich cząsteczek. Masa cząsteczkowa etanolu wynosi 46 u, a propanu 44 u, jednak etanol wrze w temperaturze 78°C, a propan w temperaturze -42°C.

Podaj przyczynę tak dużej różnicy temperatur wrzenia tych substancji.

Egzamin maturalny z chemii, maj 2005

ZADANIE Z LUKĄ (3 PKT)

W miejsce kropek wstaw wzory brakujących reagentów i współczynniki stechiometryczne.



Materiał diagnostyczny z chemii, grudzień 2005

ZADANIA ZAMKNIĘTE

ZADANIE PRZYPORZĄDKOWANIA (NA DOBIERANIE) (2 PKT)

Poniżej przedstawiono nazwy pięciu tworzyw sztucznych, otrzymywanych w procesach polimeryzacji lub polikondensacji:

poliamid, polichlorek winylu, poliformaldehyd, polistyren, teflon.

Uzupełnij następującą tabelę, wpisując obok wzoru związku nazwę tworzywa, które otrzymuje się na drodze polimeryzacji lub polikondensacji tego związku:

Wzór związku	Nazwa tworzywa
$\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_5-\text{COOH}$	
HCHO	
$\text{CF}_2=\text{CF}_2$	
$\text{CH}_2=\text{CHCl}$	

Materiał diagnostyczny z chemii OKE w Warszawie, grudzień 2004

ZADANIE WIELOKROTNEGO WYBORU (1 PKT)

Poniżej przedstawiono symbole atomów i jonów różnych pierwiastków pogrupowane w zbiory (A – D).

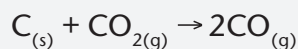
Zaznacz zbiór, którego wszystkie elementy mają jednakową konfigurację elektronową.

- A. Ca^{2+} , K^+ , Cl
- B. Na^+ , Cl^- , Ar
- C. Ca^{2+} , S^{2-} , K
- D. Mg^{2+} , Na^+ , Ne

Egzamin maturalny z chemii, styczeń 2006

ZADANIE TYPU PRAWDA – FAŁSZ (2 PKT)

Węgiel reaguje z tlenkiem węgla(IV) według równania



Określ, która z poniższych ilościowych interpretacji tego równania jest prawdziwa, a która fałszywa. Uzupełnij tabelę, wpisując słowa PRAWDA lub FAŁSZ.

Interpretacja równania reakcji	PRAWDA/FAŁSZ
1 mol węgla reaguje z 1 molem tlenku węgla (IV) i powstają 2 mole tlenku węgla(II)	
1 atom węgla reaguje z 1 cząsteczką tlenku węgla(IV) i powstają 2 cząsteczki tlenku węgla(II)	
22,4 dm ³ węgla reaguje z 22,4 dm ³ tlenku węgla(IV) i powstaje 44,8 dm ³ tlenku węgla(II)	
12 g węgla reaguje z 44 g tlenku węgla(IV) i powstaje 56 g tlenku węgla(II)	

Materiał diagnostyczny z chemii OKE w Warszawie, grudzień 2004

B) STRUKTURA ZADANIA EGZAMINACYJNEGO

Każde zadanie egzaminacyjne musi określać:

- **czynność** (działanie), jaką zdający ma wykonać;
- **treść** (materiał, temat), w stosunku do której ta czynność ma być wykonana.

Ponadto w tekście zadania mogą być określone pewne **warunki**, czyli okoliczności, w których wymagana czynność powinna być wykonana. Polecenie – treść zadania zawierająca określenie czynności, treści i warunków – może być także poprzedzone informacją wprowadzającą. Informacja ta może odnosić się do jednego lub kilku zadań.

PRZYKŁAD:

Informacja do zadania 1 i 2

Kwas benzoesowy (benzenokarboksylowy) jest najprostszym karboksylowym kwasem aromatycznym. W temperaturze 25°C jego stała dysocjacji wynosi około $6,5 \cdot 10^{-5}$. Kwas benzoesowy jest stosowany do konserwowania żywności. W Unii Europejskiej oznaczono go symbolem E210. Kwas benzoesowy w reakcji z zasadą sodową tworzy inny konserwant, oznaczony symbolem E211.

ZADANIE 1. (1 PKT)

Napisz, używając wzorów półstrukturalnych (grupowych) reagentów organicznych, równanie reakcji otrzymywania konserwantu o symbolu E211 z konserwantu o symbolu E210.

ZADANIE 2. (2 PKT)

Określ odczyn wodnego roztworu konserwantu E211. Swoją opinię uzasadnij, pisząc w formie jonowej równanie odpowiedniej reakcji.

Struktura zadania 1.

czynność: napisz*

treść: równanie reakcji otrzymywania konserwantu o symbolu E211 z konserwantu o symbolu E210

warunek: używając wzorów półstrukturalnych (grupowych) reagentów organicznych

* Zauważ, że czynność ta jest ostatnim ogniwem łańcucha czynności, które trzeba wcześniej wykonać: ułożyć wzory substratów (wzór zasady sodowej na pewno pamiętasz, wzór kwasu benzoesowego możesz ułożyć na podstawie informacji do zadania), zobaczyć, że jest to reakcja zobojętniania, dzięki czemu można napisać wzory produktów: odpowiedniej soli i wody.

Struktura zadania 2.

czynność I: określ**

treść I: odczyn wodnego roztworu konserwantu E211
w tym poleceniu warunek nie jest określony

czynność II: uzasadnij

treść II: równanie odpowiedniej reakcji

warunek II: pisząc w formie jonowej

** W tym zadaniu trzeba wiedzieć, że konserwant E211 jest solą sodową kwasu benzoesowego (tego wymaga zadanie 1.), a więc solą mocnej zasady i słabego kwasu, która w środowisku wodnym ulega hydrolizie. Trzeba wiedzieć, jak przebiega hydroliza soli, i umieć zastosować tę wiedzę do zapisu równania reakcji hydrolizy benzoesanu sodu. Określenie odczynu roztworu możliwe jest wtedy, gdy pamiętasz, że wodne roztwory soli słabych kwasów i mocnych zasad mają odczyn zasadowy, albo na podstawie równania reakcji, w wyniku której powstają jony OH^- – a więc w kolejności odwrotnej, niż polecenia podane w treści zadania.

Egzamin maturalny z chemii, 2002

W powyższym przykładzie informacja do zadań jest krótkim tekstem o tematyce chemicznej. Wprowadzenie do zadania lub wiązki zadań może przybierać także inne formy, takie jak:

- tabele (np. tabele zawierające wartości temperatur topnienia i wrzenia różnych substancji);
- schematy (np. schematy ciągów reakcji);
- wykresy (np. wykresy rozpuszczalności soli);
- rysunki (np. schematyczne rysunki wykonania i przebiegu doświadczeń chemicznych).

Odpowiedzi, które redaguje zdający w przypadku zadań otwartych lub które są zredagowane w treści zadania w przypadku zadań zamkniętych, również mogą przybierać różne formy. Najczęściej spotykane w zadaniach z chemii są:

- odpowiedź słowna,
- zapis obliczeń,
- symbole lub wzory chemiczne,
- równania reakcji chemicznych,
- tabele,
- schematy,
- wykresy,
- rysunki.

2.2 ARKUSZE EGZAMINACYJNE

Arkusz egzaminacyjny ma formę broszury formatu A4. Wszystkie strony w arkuszach są ponumerowane.

Strona tytułowa arkusza zawiera następujące elementy:

- rodzaj egzaminu, przedmiot, numer arkusza, poziom egzaminu, czas pracy, łączna liczba punktów, które można otrzymać za rozwiązanie wszystkich zadań znajdujących się w arkuszu;
- instrukcję dla zdającego;
- miejsce na naklejkę z kodem szkoły, zaznaczenie dysleksji, PESEL zdającego oraz kod zdającego (kody stosowane są tylko w niektórych regionach Polski);
- symbol arkusza i informacja o sesji egzaminacyjnej (miesiąc i rok), w której arkusz jest użyty.

Instrukcja dla zdającego zawiera bardzo ważne informacje. Koniecznie trzeba uważnie ją przeczytać przed przystąpieniem do rozwiązywania zadań. Przestrzeganie wskazań instrukcji pozwoli uniknąć problemów natury formalnej, które mogą mieć wpływ na ważność lub wynik egzaminu.

Teksty zadań egzaminacyjnych wydrukowane są od strony drugiej (na odwrocie strony tytułowej) do strony z napisem BRUDNOPIS. W arkuszach dla obu poziomów jest po około trzydziestu zadań.

Ostatnią kartkę arkusza stanowi karta odpowiedzi. Zdający powinien wypełnić ją zgodnie z instrukcją.

WSKAZÓWKI DLA MATURZYSTÓW

Najlepiej jest zapoznać się z instrukcją dla zdającego wcześniej niż w momencie egzaminu. Możesz w tym celu wykorzystać arkusze egzaminacyjne z chemii użyte w poprzednich sesjach egzaminacyjnych. Są one publikowane w internecie na stronie Centralnej Komisji Egzaminacyjnej (cke.edu.pl). Treść instrukcji w kolejnych sesjach zasadniczo nie ulega zmianie (z wyjątkiem informacji o liczbie stron w arkuszu, która może być nieco inna w różnych sesjach egzaminacyjnych).

PAMIĘTAJ, ŻE:

➤ zanim zaczniesz rozwiązywać zadania, musisz sprawdzić, czy twój arkusz nie jest wadliwy (to znaczy, czy zawiera wszystkie strony i czy nie ma usterek drukarskich; gdyby się tak zdarzyło – zgłoś ten fakt osobom z zespołu nadzorującego, wtedy otrzymasz nowy, niewybrakowany arkusz), następnie wypełnij – zgodnie z instrukcją – stronę tytułową arkusza i kartę odpowiedzi;

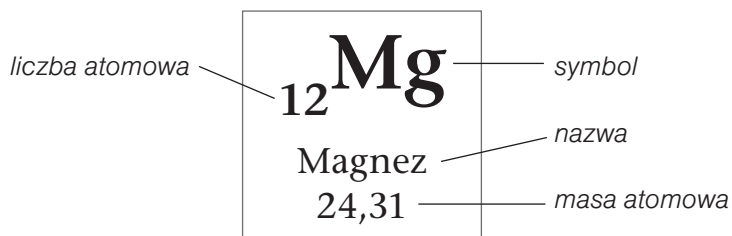
- rozwiązania i odpowiedzi musisz zapisywać w przeznaczonym na to miejscu – pod tekstem każdego zadania;
- w rozwiązaniach zadań rachunkowych powinieneś przedstawić swój tok rozumowania prowadzącego do wyniku; jeżeli szukana jest wielkość mianowana, oprócz jej wartości liczbowej musisz podać odpowiednią jednostkę;
- twoja praca musi być czytelna – koniecznie staraj się pisać wyraźnie;
- możesz używać tylko czarnego atramentu (długopisu), nie możesz używać ołówka ani korektora;
- na końcu arkusza jest brudnopis, który przeznaczony jest wyłącznie dla ciebie i nie podlega sprawdzaniu;
- możesz korzystać z karty wybranych tablic chemicznych, które powinny być przygotowane w sali egzaminacyjnej dla każdego zdającego.

2.3 KARTA WYBRANYCH TABLIC CHEMICZNYCH

Karta zawiera dane, które są bardzo pomocne w rozwiązywaniu zadań, a czasami wręcz do tego niezbędne. Zapoznaj się z nią przed egzaminem, na przykład wykorzystując ją w czasie rozwiązywania arkuszy egzaminacyjnych opublikowanych na stronach Centralnej Komisji Egzaminacyjnej lub komisji okręgowych.

W karcie znajduje się:

- układ okresowy pierwiastków; każdy pierwiastek jest w nim opisany w następujący sposób:



- **tablica rozpuszczalności soli i wodorotlenków w temp. 25°C**, w której informacje o rozpuszczalności substancji podane są za pomocą oznaczeń R, T lub N w miejscu przecięcia wiersza dla danego kationu i kolumny dla danego anionu;
- **elektroujemność wg Paulinga** na podstawie układu okresowego pierwiastków; wartości elektroujemności poszczególnych pierwiastków (bez lantanowców i aktynowców) podane są przy ich symbolach umieszczonych w układzie okresowym;
- **szereg elektrochemiczny metali**; w tej tabeli podane są symbole elektrod (półogniw) oraz ich potencjały normalne, np.

Elektroda	E^0 [V]
Li/Li ⁺	-3,04

- **tabela stałych dysocjacji wybranych kwasów w roztworach wodnych**, w której podane są wzory kwasów oraz wartości stałych dysocjacji (K_a lub K_{a1}).

2.4 MODEL ODPOWIEDZI I SCHEMAT PUNKTOWANIA

Model odpowiedzi i schemat punktowania jest przeznaczony przede wszystkim dla egzaminatorów, czyli osób, które sprawdzają prace maturalne. Egzaminatorami są doświadczeni nauczyciele chemii (także akademicy), którzy z wynikiem pozytywnym ukończyli szkolenie przygotowujące do sprawdzania arkuszy egzaminacyjnych z egzaminu maturalnego z chemii. Sprawdzanie prac maturalnych w każdej sesji jest ponadto poprzedzone szczegółowym szkoleniem z zastosowaniem materiałów egzaminacyjnych użytych w tej sesji, a poprawność stosowania przez egzaminatorów kryteriów oceny jest weryfikowana w trakcie sprawdzania prac. Dzieje się tak dlatego, że właściwe stosowanie kryteriów wymaga bardzo dobrego przygotowania merytorycznego, a także pewnej praktyki.

W modelu odpowiedzi i schemacie punktowania do danego arkusza określone są:

- 1) ogólne zasady oceniania odpowiedzi uczniowskich,
- 2) oczekiwane odpowiedzi do wszystkich zadań znajdujących się w tym arkuszu oraz szczegółowe zasady ich oceniania.

Osobom przygotowującym się do egzaminu maturalnego z chemii może przydać się znajomość ogólnych zasad oceniania. Są one następujące:

- Zdający otrzymuje punkty tylko za poprawne rozwiązania, precyzyjnie odpowiadające poleceniom zawartym w zadaniach.
- Poprawne rozwiązania zadań, uwzględniające inny tok rozumowania niż podany w modelu, oceniane są zgodnie z zasadami punktacji.

Jest to fundamentalne kryterium oceniania. Za swoje rozwiązanie zadania (lub odpowiedź na pytanie) otrzymasz pozytywną ocenę tylko wtedy, gdy:

- 1) będzie poprawne,
- 2) będzie na temat.

Pierwszy warunek nie budzi wątpliwości, natomiast drugi czasami wywołuje kontrowersje. Trzeba jednak pamiętać, że na egzaminie chodzi nie tylko o to, aby nie popełnić błędu merytorycznego, ale także o to, aby dokładnie wykonać polecenie. W przeciwnym wypadku zdający uzyskiwaliby punkty za wykonanie zupełnie innych zadań niż te, które znajdowały się w arkuszach.

Z zasady tej wynika także, że **każde** rozwiązanie, które precyzyjnie odpowiada poleceniu i jest poprawne, oceniane jest pozytywnie.

- Gdy do jednego polecenia zdający poda dwie odpowiedzi (z których jedna jest prawidłowa, druga nieprawidłowa), to nie otrzymuje punktów za żadną z nich.

Egzaminator jest zobowiązany traktować odpowiedź na pytanie jako całość. Nie może z niej wybierać elementów poprawnych, ignorując te, które zawierają błędy.

- Jeżeli polecenie brzmi: Napisz równanie reakcji..., to w odpowiedzi zdający powinien napisać równanie reakcji chemicznej, a nie jej schemat. Jeżeli polecenie brzmi: Napisz schemat ciągu przemian..., to zdający powinien napisać schemat ciągu przemian, a nie równania kolejnych reakcji.

Zasada ta wynika z konieczności precyzyjnego wykonywania poleceń.

- Dobór współczynników w równaniach reakcji chemicznych może różnić się od przedstawionego w modelu odpowiedzi (np. mogą być zwielokrotnione), ale bilans musi być prawidłowy. Niewłaściwy dobór lub brak współczynników w równaniu reakcji powoduje utratę 1 punktu za zapis tego równania.

To zasada, o której trzeba pamiętać przy zapisywaniu równań reakcji. Polecenia wymagające wykonania takiej czynności są na ogół oceniane jednym punktem. Jeżeli w napisanym przez ciebie równaniu zabraknie dowolnego elementu, tracisz 1 punkt!

W poprawnie uzgodnionym równaniu reakcji współczynniki należy sprowadzić do najmniejszych całkowitych, jednak za poprawne są uznawane takie zapisy, w których współczynniki są inne niż najprostsze (np. pomnożone przez 2). Jeżeli stosujesz współczynniki ułamkowe (np. połówkowe), musisz mieć pewność, że równanie to nie będzie interpretowane na poziomie molekularnym.

- W rozwiązaniach zadań rachunkowych oceniane są: metoda, wykonanie obliczeń i podanie wyniku z jednostką.
- W rozwiązaniach zadań rachunkowych błędny zapis jednostki lub jej brak przy ostatecznym wyniku liczbowym wielkości mianowanej powoduje utratę 1 punktu.
- W obliczeniach wymagane jest poprawne zaokrąglanie wyników liczbowych.
- Za poprawne obliczenia będące konsekwencją zastosowania niepoprawnej metody zdający nie otrzymuje punktów.

Cztery powyższe zasady odnoszą się do oceniania rozwiązań zadań rachunkowych. Wynika z nich, że:

- 1) poszczególne punkty przyznawane są za
 - wybór właściwej metody rozwiązania; egzaminator przyznaje punkty, jeżeli w rozwiązaniu zaprezentowany jest właściwy sposób dojścia od danych do szukanej,
 - właściwe obliczenia i właściwy wynik (z jednostką w przypadku wielkości mianowanych);
- 2) jeżeli zastosowałeś nietypową metodę rozwiązania (metody typowe przedstawione są w modelu odpowiedzi) i zrobiłeś to dobrze, będzie ono ocenione pozytywnie;
- 3) jeżeli zastosowałeś niewłaściwą metodę rozwiązania (to znaczy źle powiązałeś dane z szukaną), nie otrzymasz żadnych punktów za to rozwiązanie, mimo że obliczenia i działania na jednostkach mogą być formalnie poprawne;
- 4) przy zaokrąglaniu wyników liczbowych (pośrednich i końcowego) powinieneś stosować zasady zaokrąglania liczb poznane na lekcjach matematyki.

- Za poprawne spostrzeżenia i wnioski będące konsekwencją niewłaściwie zaprojektowanego doświadczenia zdający nie otrzymuje punktów.

Za rozwiązanie zadania, które polega na zaprojektowaniu doświadczenia, otrzymasz ocenę pozytywną tylko wtedy, gdy twój pomysł na doświadczenie będzie poprawny. Jeżeli będzie on niewłaściwy, nie otrzymasz punktów nie tylko za projekt doświadczenia, ale także za kolejne elementy polecenia (np. obserwacje, wnioski), mimo że formalnie mogą być poprawne.



JAK ROZWIĄZYWAĆ ZADANIA

Rozdział ten jest poświęcony analizie problemów, które trzeba rozwiązać w zadaniach egzaminacyjnych. Doświadczenia dotychczasowych sesji maturalnych wskazują, że zdający często mają z tym największe problemy.

W analizie treści zadania trzeba najpierw odpowiedzieć sobie na pytania: **co, z czym i na jakich warunkach trzeba zrobić** w tym zadaniu. Następnie dobrze jest zastanowić się nad tym, **co trzeba wiedzieć, a co trzeba umieć zrobić i z jakich pomocy można skorzystać**.

Ten sposób postępowania przedstawiony został na przykładach zadań, zaczerpniętych przede wszystkim z arkuszy użytych na egzaminie maturalnym z chemii w maju 2005 roku i w styczniu 2006 roku. Są to zadania sprawdzające umiejętności z zakresu różnych standardów i na różnym poziomie.

Droga dochodzenia do odpowiedzi (lub rozwiązania), zaprezentowana w poniższych przykładach, jest oczywiście **jedną z możliwych, a nie jedyną**. Warto także pamiętać, że w większości przypadków takiej analizy dokonuje się w pamięci, a toku rozumowania nie zapisuje się w miejscu przeznaczonym na odpowiedź, chyba że jest to zadanie rachunkowe albo w poleceniu jest to wymagane.

3.1

STANDARD I

ZADANIE (2 PKT) – POZIOM PODSTAWOWY

Określ, na podstawie różnicy elektroujemności pierwiastków, typ wiązania w związkach: KBr i HBr.

Czynność: określ

Treść: typ wiązania w związkach: KBr i HBr

Warunek: na podstawie różnicy elektroujemności pierwiastków

Co trzeba wiedzieć:

- jaka jest zależność między wartością różnicy elektroujemności łączących się atomów a typem wiązania, które tworzą

Co trzeba umieć:

- skorzystać z tablicy elektroujemności pierwiastków
- obliczać różnicę elektroujemności

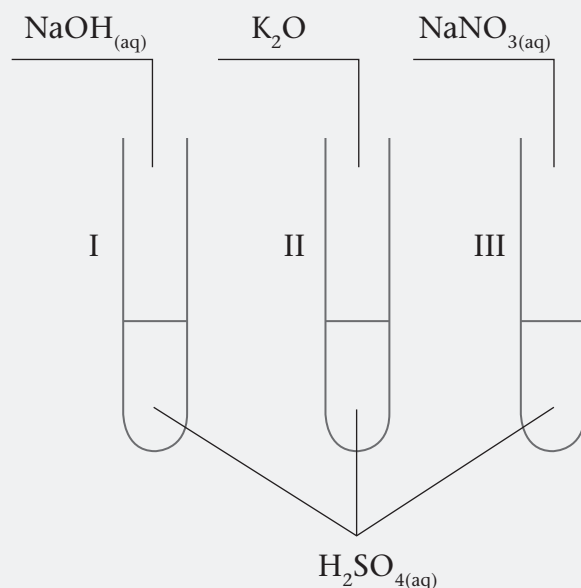
Rozwiązanie:

- Odczytujemy elektroujemności H, K i Br z tablicy: elektroujemność H wynosi 2,1, elektroujemność K wynosi 0,9, a elektroujemność Br wynosi 2,8.
- Obliczamy różnice elektroujemności dla KBr i HBr:
dla KBr wynosi ona $2,8 - 0,9 = 1,9$
a dla HBr wynosi ona $2,8 - 2,1 = 0,7$ (zwróć uwagę na to, że przy obliczaniu różnicy elektroujemności zawsze od wartości większej odejmujemy wartość mniejszą, tak aby otrzymany wynik był liczbą dodatnią lub równy zero).
- Obliczonym różnicom elektroujemności przyporządkowujemy typ wiązania (to trzeba wiedzieć), co prowadzi do stwierdzenia, że w KBr jest wiązanie jonowe, a w HBr kowalencyjne (atomowe) spolaryzowane.

Odpowiedź: KBr – wiązanie jonowe, HBr – wiązanie kowalencyjne spolaryzowane (zamiast nazwy kowalencyjne można użyć nazwy atomowe)

ZADANIE (3 PKT) – POZIOM PODSTAWOWY

Uczeń przeprowadził doświadczenie, które ilustruje rysunek:



Przedstaw, w formie jonowej skróconej, równania reakcji zachodzących w probówkach I, II i III lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

Czynność: przedstaw (napisz)

Treść: równania reakcji zachodzących w probówkach I, II i III lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi

Warunek: w formie jonowej skróconej

Co trzeba wiedzieć:

- jak przebiegają reakcje roztworów mocnych kwasów z tlenkami zasadowymi oraz roztworami zasad i soli
- na czym polega skrócony jonowy zapis równania reakcji
- że tlenek potasu jest zasadowy
- że indeks (aq) oznacza wodny roztwór substancji, do której indeks ten się odnosi

Co trzeba umieć:

- określić, jakie jony obecne są w wodnych roztworach wymienionych w zadaniu substancji (kwasów, zasad i soli)
- zapisywać równania reakcji w formie jonowej skróconej
- korzystać z tablicy rozpuszczalności

Rozwiązanie:

I PROBÓWKA

- ➔ w roztworze NaOH obecne są jony Na^+ i OH^- , a w roztworze H_2SO_4 – jony H^+ , HSO_4^- i SO_4^{2-}
- ➔ spośród tych jonów reagują ze sobą tylko jony H^+ i OH^- , ponieważ siarczan(VI) i wodorosiarczan(VI) sodu są rozpuszczalne w wodzie
- ➔ reakcja między jonami H^+ i OH^- przebiega według równania:
 $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ i to równanie jest wymaganą odpowiedzią.

II PROBÓWKA

- w tym doświadczeniu dysponujemy (stałym) suchym K_2O i roztworem H_2SO_4 , w którym są jony H^+ , HSO_4^- i SO_4^{2-}
- K_2O jest tlenkiem zasadowym, więc reaguje on z jonami H^+ , a powstający siarczan(VI) potasu jest rozpuszczalny w wodzie (sprawdź to w tablicy rozpuszczalności)
- reakcja między jonami H^+ i K_2O przebiega według równania:
$$K_2O + 2H^+ \rightarrow 2K^+ + H_2O$$

i to równanie jest wymaganą odpowiedzią.

III PROBÓWKA

- w roztworze $NaNO_3$ obecne są jony Na^+ i NO_3^- , a w roztworze H_2SO_4 – jony H^+ , HSO_4^- i SO_4^{2-}
- spośród tych jonów żadne nie reagują ze sobą, ponieważ siarczan(VI) sodu jest rozpuszczalny w wodzie, a kwas azotowy(V) – jako mocny kwas – w roztworze wodnym występuje w formie zdysocjowanej
- reakcja nie zachodzi i to stwierdzenie jest wymaganą odpowiedzią.

Egzamin maturalny z chemii, maj 2005

ZADANIE (1 PKT) – POZIOM ROZSZERZONY

Zapisz w formie jonowej (zapis skrócony) równanie reakcji, jakiej ulega azotan(V) amonu w roztworze wodnym.

Czynność: zapisz

Treść: równanie reakcji, jakiej ulega azotan(V) amonu w roztworze wodnym

Warunek: w formie jonowej (zapis skrócony)

Co trzeba wiedzieć:

- na czym polega hydroliza soli i jakie rodzaje soli jej ulegają
- na czym polega skrócony jonowy zapis równania reakcji
- znać właściwości kwasu azotowego(V) i amoniaku

Co trzeba umieć:

- zastosować te wiadomości do azotanu(V) amonu
- zapisać wzór azotanu(V) amonu

Rozwiązanie:

- wzór azotanu(V) amonu: NH_4NO_3
- jest to sól mocnego kwasu (HNO_3) i słabej zasady (NH_3)
- w wodnym roztworze NH_4NO_3 obecne są jony NH_4^+ i NO_3^-
- jony NH_4^+ pochodzą od słabej zasady – ulegają hydrolizie, jony NO_3^- pochodzą od mocnego kwasu – nie ulegają hydrolizie
- jony NH_4^+ reagują z wodą (ulegają hydrolizie) według równania:
$$NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_3O^+$$

i to równanie jest odpowiedzią do zadania.

Egzamin maturalny z chemii, styczeń 2006

ZADANIE (2 PKT) – POZIOM ROZSZERZONY

W dwóch probówkach znajdują się wodne roztwory soli:

- I. octanu sodu
- II. chlorku amonu.

Określ, jakie odczyny mają te roztwory.

Czynność: określ

Treść: jakie odczyny mają te roztwory

Warunek: nie ma

Co trzeba wiedzieć:

- na czym polega hydroliza soli i jakie rodzaje soli jej ulegają
- na czym polega jonowy zapis równania reakcji
- jakie jony są odpowiedzialne za kwasowy i zasadowy odczyn roztworu
- znać właściwości kwasu solnego i octowego oraz zasady sodowej i amoniaku

Co trzeba umieć:

- zastosować te wiadomości do wymienionych w zadaniu soli
- zapisać wzory wymienionych w zadaniu soli
- zapisywać równania reakcji w formie jonowej

Rozwiązanie:

I. octan sodu

- ➔ wzór octanu sodu: CH_3COONa
- ➔ jest to sól słabego kwasu (CH_3COOH) i mocnej zasady (NaOH)
- ➔ w wodnym roztworze CH_3COONa obecne są jony Na^+ i CH_3COO^-
- ➔ jony Na^+ pochodzą od mocnej zasady – nie ulegają hydrolizie, jony CH_3COO^- pochodzą od słabego kwasu – ulegają hydrolizie
- ➔ jony CH_3COO^- reagują z wodą (ulegają hydrolizie) według równania:

$$\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$$
- ➔ z równania wynika, że w roztworze powstaje nadmiar jonów OH^- , co oznacza, że roztwór ma odczyn zasadowy (I część odpowiedzi).

II. chlorek amonu

- ➔ wzór chlorku amonu: NH_4Cl
- ➔ jest to sól mocnego kwasu (HCl) i słabej zasady (NH_3)
- ➔ w wodnym roztworze NH_4Cl obecne są jony NH_4^+ i Cl^-
- ➔ jony NH_4^+ pochodzą od słabej zasady – ulegają hydrolizie, jony Cl^- pochodzą od mocnego kwasu – nie ulegają hydrolizie
- ➔ jony NH_4^+ reagują z wodą (ulegają hydrolizie) według równania:

$$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$$
- ➔ z równania wynika, że w roztworze powstaje nadmiar jonów H_3O^+ , co oznacza, że roztwór ma odczyn kwasowy (II część odpowiedzi).

ZADANIE (1 PKT) – POZIOM PODSTAWOWY

Zapis $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ($K^2 L^8 M^4$) przedstawia konfigurację elektronową atomu

- A. argonu.
- B. węgla.
- C. krzemu.
- D. siarki.

Zaznacz poprawną odpowiedź.

Czynność: zaznacz

Treść: poprawną odpowiedź

Warunek: nie ma

Co trzeba wiedzieć:

- na czym polega zapis konfiguracji elektronowej atomu danego pierwiastka
- jaka jest zależność między budową atomu a jego położeniem w układzie okresowym

Co trzeba umieć:

- obliczyć liczbę elektronów w atomie na podstawie jego konfiguracji lub określić numer powłoki walencyjnej i liczbę elektronów walencyjnych na podstawie położenia pierwiastka w układzie okresowym

Rozwiązanie:

I SPOSÓB:

- ➔ z przedstawionego zapisu konfiguracji elektronowej wynika, że w atomie jest 14 elektronów, to znaczy, że jego liczba atomowa (Z) wynosi 14
- ➔ liczba atomowa pierwiastka jest równocześnie jego liczbą porządkową w układzie okresowym
- ➔ czternasty pierwiastek to krzem (Si).

II SPOSÓB:

- ➔ z przedstawionego zapisu konfiguracji elektronowej wynika, że w atomie są 4 elektrony walencyjne na 3. powłoce
- ➔ oznacza to, że pierwiastek ten leży w 14. grupie w 3. okresie
- ➔ jest nim krzem (Si)
- ➔ sprawdzamy, czy wśród podanych odpowiedzi jest krzem.

Możemy także postąpić odwrotnie, to znaczy sprawdzić położenie w układzie okresowym każdego z podanych pierwiastków, określić ich konfiguracje elektronowe i sprawdzić, która jest taka sama, jak podana w treści zadania. Ten sposób pochłania jednak więcej czasu.

Odpowiedź: C

Egzamin maturalny z chemii, maj 2005

ZADANIE (1 PKT) – POZIOM PODSTAWOWY

„(...) Przekonanie, że należy unikać wszelkich tłuszczów, w dużym stopniu wynikało z obserwacji społeczeństw bogatych krajów zachodnich, gdzie ich spożycie jest znaczne i odnotowuje się dużą zapadalność na chorobę wieńcową. Jednak zależność ta dotyczy jedynie tłuszczów nasyconych. W społeczeństwach, w których konsumuje się stosunkowo dużo tłuszczów jedno- i wielonienasyconych, na tę chorobę zapada z reguły mniej osób. Na przykład tradycyjna dieta Kreteńczyków zawiera duże ilości oliwy (będącej bogatym źródłem tłuszczów jednonienasyconych) i ryb (bogatych w tłuszcze wielonienasycone). (...)”

Czasopismo „Świat Nauki” WSiP, nr 3 marzec 2003, s. 46–47

Dokonaj analizy tego tekstu oraz

- **wymień jeden produkt spożywczy będący źródłem tłuszczów jednonienasyconych i jeden produkt spożywczy będący źródłem tłuszczów wielonienasyconych.**

Czynność I: dokonaj analizy

Treść I: tekstu

Warunek I: nie ma

Czynność II: wymień

Treść II: produkt spożywczy będący źródłem tłuszczów jednonienasyconych

Warunek II: jeden

Czynność III: wymień

Treść III: produkt spożywczy będący źródłem tłuszczów wielonienasyconych

Warunek III: jeden

Co trzeba wiedzieć:

- do rozwiązania tego zadania nie są potrzebne żadne wiadomości!

Co trzeba umieć:

- rozumieć i analizować czytany tekst

Rozwiązanie:

- ➔ we fragmencie tekstu, który dotyczy diety Kreteńczyków, czytamy: zawiera duże ilości oliwy (będącej bogatym źródłem tłuszczów jednonienasyconych) i ryb (bogatych w tłuszcze wielonienasycone);
- ➔ wynika z tego, że oliwa jest bogata w tłuszcze jednonienasycone, a ryby – w tłuszcze wielonienasycone i to jest odpowiedź do zadania.

Egzamin maturalny z chemii, maj 2005

ZADANIE (2 PKT) – POZIOM ROZSZERZONY

But-2-en można otrzymać w wyniku reakcji dysproporcjonowania propenu na odpowiednich katalizatorach. Reakcja polega na tym, że z alkenu o n atomach węgla powstają dwa nowe alkeny: jeden o $(n+1)$ atomach węgla i drugi, o $(n-1)$ atomach węgla.

Podaj nazwę drugiego alkenu, który powstał w wyniku tej reakcji i napisz jej równanie, posługując się wzorami półstrukturalnymi (grupowymi).

Czynność I: podaj

Treść I: nazwę drugiego alkenu, który powstał w wyniku tej reakcji

Warunek I: nie ma

Czynność II: napisz

Treść II: równanie tej reakcji

Warunek II: posługując się wzorami półstrukturalnymi (grupowymi)

Co trzeba wiedzieć:

- co to są alkeny
- znać podstawowe zasady nazewnictwa alkenów

Co trzeba umieć:

- zastosować te wiadomości
- rozumieć i analizować czytany tekst

Rozwiązanie:

- ➔ w tekście wprowadzającym czytamy, że substratem reakcji jest propen, który zawiera 3 atomy C, a więc $n = 3$
- ➔ jednym produktem reakcji jest but-2-en, który zawiera 4 atomy węgla (czyli $n + 1$)
- ➔ z tego wynika, że drugim produktem reakcji jest alken, który musi zawierać $n - 1$ atomów węgla, czyli $3 - 1 = 2$ atomy węgla, a więc jest to eten i to jest odpowiedź do pierwszego polecenia
- ➔ zapisujemy równanie reakcji, wiedząc, jakie są jej reagenty
$$2\text{H}_3\text{C} - \text{CH} = \text{CH}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{C} - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{C} = \text{CH}_2$$
i to jest odpowiedź do drugiego polecenia (pamiętaj, że równanie trzeba zbilansować).

Egzamin maturalny z chemii, maj 2005

ZADANIE (1 PKT) – POZIOM PODSTAWOWY

Efekt energetyczny pewnej reakcji scharakteryzowano następująco: nastąpiło przekazanie energii z otoczenia do układu; energia wewnętrzna układu wzrosła.

Analizując tekst określ, czy reakcja jest egzoenergetyczna czy endoenergetyczna.

Czynność: analizując określ

Treść: czy reakcja jest egzoenergetyczna czy endoenergetyczna

Warunek: nie ma

Co trzeba wiedzieć:

- co to jest reakcja egzoenergetyczna i endoenergetyczna

Co trzeba umieć:

- umieć zastosować te wiadomości w praktyce
- rozumieć i analizować czytany tekst

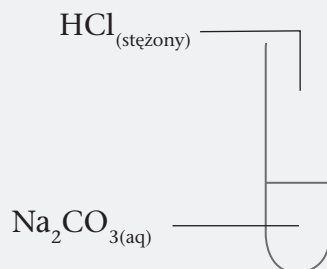
Rozwiązanie:

- ➔ w tekście wprowadzającym jest mowa o tym, że: nastąpiło przekazanie energii z otoczenia do układu; energia wewnętrzna układu wzrosła
- ➔ wynika z tego, że omawiana reakcja jest reakcją endoenergetyczną i to jest odpowiedź na pytanie.

Egzamin maturalny z chemii, maj 2005

ZADANIE (1 PKT) – POZIOM PODSTAWOWY

Napisz, co zaobserwowano podczas doświadczenia przedstawionego na rysunku:



Czynność: napisz

Treść: co zaobserwowano podczas doświadczenia przedstawionego na rysunku

Warunek: nie ma

Co trzeba wiedzieć:

- jak przebiegają reakcje wodnych roztworów węglanów z roztworami kwasów
- że tlenek węgla(IV) (dwutlenek węgla) jest gazem (bezbarwnym i bezwonny)

Co trzeba umieć:

- opisywać obserwacje (sposrządzenia)

Rozwiązanie:

- ➔ stężony kwas solny wypiera tlenek węgla(IV) z węglanów (soli kwasu węglowego)
- ➔ tlenek węgla(IV) jest gazem, więc w probówce można zaobserwować wydzielanie się bezbarwnego i bezwonnego gazu
- ➔ zwróć uwagę na to, że poza tym nie obserwuje się żadnych innych zmian, np. zmiany barwy roztworów ani wytrącania lub rozpuszczania osadów, ponieważ używane są tylko roztwory, które są bezbarwne.

Odpowiedź: Wydziela się gaz (zwróć uwagę na to, że model odpowiedzi do tego zadania nie wymaga określenia, że jest on bezbarwny i bezwonny).

Egzamin maturalny z chemii, maj 2005

ZADANIE (2 PKT) – POZIOM ROZSZERZONY

Zgodnie z normami Unii Europejskiej dopuszczalna zawartość jonów azotanowych(V) w wodzie pitnej wynosi 44 mg/dm³ wody. Po zbadaniu próbki pobranej z rzeki okazało się, że w objętości 30 cm³ tej wody znajduje się 0,004 g jonów azotanowych(V).

Określ, czy woda pobrana z rzeki nadaje się do picia. Odpowiedź uzasadnij obliczeniami.

Czynność I: określ

Treść I: czy woda pobrana z rzeki nadaje się do picia

Warunek I: nie ma

Czynność II: uzasadnij

Treść II: odpowiedź

Warunek II: obliczeniami

Co trzeba wiedzieć:

- do rozwiązania tego zadania nie są potrzebne żadne szczegółowe wiadomości z chemii

Co trzeba umieć:

- przeliczać jednostki masy i objętości
- oceniać zgodność z normą otrzymanych wielkości

Rozwiązanie:

- ➔ w treści zadania podana jest norma oraz dane dotyczące badanej wody – wyrażone w różnych jednostkach (norma w miligramach na 1 dm³, a zawartość azotanów(V) w badanej wodzie w gramach na 30 cm³); trzeba więc albo przeliczyć normę, albo – informację o badanej wodzie wyrazić w miligramach na dm³; wybierzemy ten drugi sposób, ponieważ jest „elegantszy”
- ➔ 1 g to 10³ mg, więc 0,004 g to 0,004 • 10³ mg = 4 • 10⁻³ • 10³ mg = 4 mg

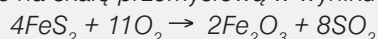
- 4 mg azotanów(V) znajdują się w 30 cm³ wody; 1 cm³ to 10⁻³ dm³, więc 30 cm³ to 30 · 10⁻³ dm³ = 3 · 10⁻² dm³
- jeżeli 4 mg azotanów(V) znajdują się w 3 · 10⁻² dm³ wody, to w 1 dm³ wody znajduje się $\frac{4}{3 \cdot 10^{-2}} \approx 1,3 \cdot 10^2$ mg azotanów(V), to znaczy ok. 130 mg azotanów(V)
- teraz musimy ten wynik porównać z normą; widzimy, że zawartość azotanów(V) w badanej wodzie jest dużo większa niż dopuszczona przez normę, więc badana woda nie nadaje się do picia.

Odpowiedź: Ponieważ jest to zadanie rachunkowe, jako odpowiedź powinny być przedstawione wszystkie obliczenia (są one uzasadnieniem odpowiedzi).

Egzamin maturalny z chemii, styczeń 2006

ZADANIE (3 PKT) – POZIOM PODSTAWOWY

Tlenek siarki(IV) można otrzymać na skalę przemysłową w wyniku spalania pirytu (FeS₂):



Oblicz, jaka objętość tlenku siarki(IV), zmierzona w warunkach normalnych, powstanie w wyniku spalania 30 gramów pirytu.

Czynność: oblicz

Treść: jaka objętość tlenku siarki(IV) powstanie w wyniku spalania 30 gramów pirytu

Warunek: zmierzona w warunkach normalnych

Co trzeba wiedzieć:

- że tlenek siarki(IV) jest gazem
- ile wynosi objętość molowa gazów w warunkach normalnych

Co trzeba umieć:

- wykonywać obliczenia w oparciu o równanie reakcji

Rozwiązanie:

UWAGA!

WE WSZYSTKICH ZADANIACH, KTÓRE WYMAGAJĄ OBLICZEŃ W OPARCIU O RÓWNANIE REAKCJI, NALEŻY ZAŁOŻYĆ, ŻE WYDAJNOŚĆ REAKCJI JEST RÓWNA 100%, O ILE W TREŚCI ZADANIA NIE JEST PODANA INNA JEJ WARTOŚĆ.

I SPOSÓB:

- reagentami, które nas interesują z punktu widzenia rozwiązania zadania są FeS₂ i SO₂
- z równania reakcji odczytujemy stosunek liczby moli FeS₂ i SO₂:

$$\frac{n_{\text{FeS}_2}}{n_{\text{SO}_2}} = \frac{4}{8} = \frac{1}{2}$$

- widzimy, że liczba moli powstającego SO₂ jest 2 razy większa niż liczba moli użytego FeS₂

- aby obliczyć objętość SO_2 , musimy poznać jego liczbę moli, a to obliczymy, dzięki znajomości liczby moli FeS_2 , ponieważ znamy jego masę (w tym obliczeniu musimy użyć masy molowej FeS_2):

$$n_{\text{FeS}_2} = \frac{m_{\text{FeS}_2}}{M_{\text{FeS}_2}} = \frac{30\text{g}}{(56 + 2 \cdot 32) \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{30\text{g}}{120 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,25 \text{ mola}$$

- jeżeli spalono 0,25 mola FeS_2 , to powstanie 2 razy więcej moli SO_2 , czyli

$$n_{\text{SO}_2} = 2 \cdot 0,25 \text{ mola} = 0,5 \text{ mola}$$

- teraz możemy obliczyć objętość 0,5 mola SO_2 :

$$V_{\text{SO}_2} = n_{\text{SO}_2} \cdot V_{\text{mol}} = 0,5 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} = 11,2 \text{ dm}^3$$

II SPOSÓB:

Rozwiązanie przedstawione powyżej sprowadza się do prostej proporcji, ułożonej w oparciu o równanie reakcji (ale tok rozumowania pozostaje taki sam):

- obliczamy masę molową FeS_2 ($\frac{120 \text{ g}}{\text{mol}}$)
- z równania reakcji $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$
wynika, że z $4 \cdot 120 \text{ g FeS}_2$ otrzymujemy $8 \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \text{ SO}_2$
więc z 30 g FeS_2 otrzymamy $x \text{ dm}^3 \text{ SO}_2$
-
- z tego wynika, że $x = 11,2 \text{ dm}^3 \text{ SO}_2$

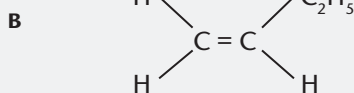
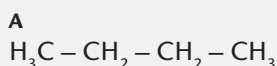
Odpowiedź: Powstanie $11,2 \text{ dm}^3$ tlenku siarki(IV) (w tym zadaniu w odpowiedzi trzeba przedstawić tok rozumowania, czyli metodę rozwiązania i obliczenia).

Egzamin maturalny z chemii, maj 2005

3.3 STANDARD III

ZADANIE (3 PKT) – POZIOM PODSTAWOWY

Zaprojektuj jedno doświadczenie pozwalające na odróżnienie dwóch węglowodorów o wzorach:



W tym celu:

a) wybierz odpowiedni odczynnik spośród następujących:

- wodorotlenek miedzi(II),
- woda bromowa,
- zasada sodowa;

b) zapisz, jakie przewidujesz obserwacje;

c) w oparciu o przewidywane obserwacje podaj uzasadnienie identyfikacji każdego z podanych węglowodorów.

Czynność I: wybierz

Treść I: odpowiedni odczynnik

Warunek I: spośród [podanych]

Czynność II: zapisz

Treść II: jakie przewidujesz obserwacje

Warunek II: nie ma

Czynność III: podaj

Treść III: uzasadnienie identyfikacji

Warunek III: w oparciu o przewidywane obserwacje; każdego z podanych węglowodorów

Co trzeba wiedzieć:

- jakie są podstawowe różnice we właściwościach chemicznych alkanów i alkenów
- za pomocą jakich odczynników można odróżnić alkanów od alkenów i dlaczego jest to możliwe

Co trzeba umieć:

- rozpoznawać wzory półstrukturalne (grupowe) węglowodorów
- formułować spostrzeżenia

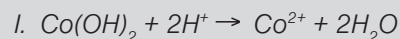
Rozwiązanie:

- spośród wymienionych w treści zadania odczynników do odróżnienia alkanów (związek I) od alkenów (związek II) nadaje się tylko woda bromowa (odpowiedź I)
- w przypadku dodania wody bromowej do związku I nie obserwujemy żadnych zmian, zaś w przypadku dodania tego odczynnika do związku II obserwujemy, że woda bromowa stopniowo się odbarwia (woda bromowa jest brunatna, a mieszanina po reakcji – bezbarwna) – to jest odpowiedź II
- alkany nie reagują z wodą bromową, a alkeny reagują (to jest odpowiedź III).

Na podstawie egzaminu maturalnego z chemii, styczeń 2006

ZADANIE (1 PKT) – POZIOM ROZSZERZONY

Wodorotlenek kobaltu (II) ulega następującym reakcjom:



Reakcje te wskazują, że charakter chemiczny wodorotlenku kobaltu(II) jest

- zasadowy
- kwasowy
- amfoteryczny
- obojętny.

Zaznacz poprawną odpowiedź.

Czynność: zaznacz

Treść: poprawną odpowiedź

Warunek: nie ma

Co trzeba wiedzieć:

- na czym polega charakter kwasowy, zasadowy, amfoteryczny, obojętny

Co trzeba umieć:

- interpretować jonowy skrócony zapis równania reakcji

Rozwiązanie:

→ z równania I wynika, że Co(OH)_2 reaguje z kwasami (bo reaguje z jonami H^+), a z równania II wynika, że wodorotlenek ten reaguje z zasadami (bo reaguje z jonami OH^-)

→ z powyższych stwierdzeń wynika, że Co(OH)_2 ma charakter amfoteryczny

Odpowiedź: C

Egzamin maturalny z chemii, 2002

ZADANIE (1 PKT) – POZIOM ROZSZERZONY

Właściwości fizyczne i chemiczne substancji można określić na podstawie budowy ich cząsteczek. Masa cząsteczkowa etanolu wynosi 46 u, a propanu 44 u, jednak etanol wrze w temperaturze 78°C, a propan w temperaturze -42°C.

Podaj przyczynę tak dużej różnicy temperatur wrzenia tych substancji.

Czynność: podaj

Treść: przyczynę tak dużej różnicy temperatur wrzenia tych substancji

Warunek: nie ma

Co trzeba wiedzieć:

- co i jak wpływa na wysokość temperatury wrzenia substancji

Co trzeba umieć:

- zastosować te wiadomości do substancji podanych we wprowadzeniu do zadania
- analizować tekst
- formułować zależności przyczynowo-skutkowe (wiedzieć, co jest przyczyną, a co jest skutkiem)

Rozwiązanie:

- ➔ na wysokość temperatury wrzenia substancji (przy zachowaniu stałego ciśnienia) ma wpływ masa jej cząsteczek (im jest większa, tym wyższa jest temperatura wrzenia) oraz oddziaływania międzycząsteczkowe (im są silniejsze, tym wyższa jest temperatura wrzenia)
- ➔ etanol i propan mają zbliżone masy cząsteczkowe, dlatego można przypuszczać, że duża różnica ich temperatur wrzenia wynika z różnicy w sile oddziaływań międzycząsteczkowych
- ➔ w przypadku cząsteczek o zbliżonych rozmiarach, oddziaływania są silniejsze między tymi cząsteczkami, w których występują fragmenty polarne (są bieguny elektryczne)
- ➔ w przypadku propanu mamy do czynienia z cząsteczkami niepolarnymi, a w cząsteczkach etanolu znajdują się grupy -OH, które są polarne (wiązanie tlen-wodór jest spolaryzowane), a każdy atom tlenu dysponuje dwiema wolnymi parami elektronów; fakt ten powoduje, że w sąsiadujących ze sobą cząsteczkach atomy wodoru z grup -OH, mające cząstkowy ładunek dodatni, przyciągane są przez atomy tlenu, mające cząstkowy ładunek ujemny, i powstają wiązania wodorowe.

Odpowiedź: W etanolu występują silniejsze oddziaływania międzycząsteczkowe niż w propanie (lub w etanolu występują wiązania wodorowe, a w propanie – nie).



JAK UNIKNĄĆ TYPOWYCH BŁĘDÓW

Analiza wyników egzaminu maturalnego z chemii, który odbył się w maju 2005 roku oraz w styczniu i maju 2006 roku, pozwala określić typowe błędy, które popełniają zdający.

1. Najwięcej trudności sprawiało:

- A) precyzyjne wykonywanie poleceń:** zdający podawali wzory substancji zamiast ich nazw (lub odwrotnie), pisali równania reakcji zamiast schematu ciągu przemian, zapisywali równania reakcji w formie cząsteczkowej zamiast jonowej, klasyfikowali substancje w porządku odwrotnym niż wymagany w poleceniu, obliczali wielkości inne niż szukana wymieniona w treści zadania;
 - B) konstruowanie zwięzłej i logicznej struktury wypowiedzi:** zdarzały się odpowiedzi, w których obok poprawnych stwierdzeń znajdowały się błędne, a czasami sprzeczne sformułowania, dyskwalifikujące całą odpowiedź, pojawiały się również wypowiedzi, które były „obok” problemu postawionego w zadaniu;
 - C) właściwe posługiwanie się terminologią chemiczną:** takie błędy zdarzały się bardzo często i dotyczyły terminów z zakresu wszystkich zagadnień objętych wymaganiami egzaminacyjnymi, a szczególnie w opisach związanych z właściwościami substancji oraz zagadnieniami doświadczalnymi;
 - D) dokonywanie uogólnień:** w przypadku tego typu poleceń, odpowiedzi często nie były uogólnieniem, lecz powtórzeniem informacji szczegółowej zawartej w treści zadania, albo były zbyt dużym uogólnieniem, do którego sformułowania nie uprawniały informacje podane w treści zadania;
 - E) formułowanie obserwacji i wniosków wynikających z doświadczenia:** niektórzy zdający zamiast obserwacji i wniosków zapisywali równania reakcji, inni – w swoich wypowiedziach używali niewłaściwej terminologii;
 - F) wyjaśnianie zależności przyczynowo-skutkowych:** częstym błędem było mylenie przyczyny ze skutkiem.
2. Niektóre błędy wynikały z nieznanomości podstawowych właściwości fizykochemicznych pierwiastków i związków chemicznych, które są wymienione w szczegółowym opisie wymagań egzaminacyjnych. Przykładem mogą być problemy z podaniem właściwości fizycznych sodu i siarki, albo klasyfikacją typowych kwasów na kwasy utleniające i kwasy słabe.
3. Wiele błędów związanych było z zapisem równań reakcji. Często zdający mieli problemy z jonowym zapisem równań reakcji, szczególnie w formie skróconej. W przypadku zapisywania równań reakcji, którym ulegają związki organiczne, pomijali produkty uboczne, albo nie dokonywali bilansu równania, mimo że z czynnościami trudniejszymi radzili sobie bardzo dobrze.
4. W zadaniach rachunkowych częstym błędem były pomyłki w działaniach na jednostkach i w przeliczaniu jednostek, ale przede wszystkim – błędy wynikające z niedokładnej analizy treści zadania. Zdający obliczali wielkości inne niż szukana albo podstawiali do wzorów niewłaściwe dane.

Na pewno przy odpowiednim przygotowaniu do egzaminu większości błędów można uniknąć. Mam nadzieję, że poniższe wskazówki będą pomocą w uzyskaniu satysfakcjonujących wyników egzaminu.



PRZED EGZAMINEM

- Przede wszystkim dobrze przygotuj się merytorycznie: naucz się tego, co jest opisane w wymaganiach egzaminacyjnych.
- Pamiętaj, że nie wszystko można wywnioskować – niektóre rzeczy trzeba wiedzieć i trzeba je zapamiętać! Najlepszym sposobem zapamiętywania jest rozwiązywanie dużej liczby zadań i poleceń. To, oczywiście, wymaga czasu. Do egzaminu trzeba przygotowywać się systematycznie, kilka dni nauki przed egzaminem na pewno nie wystarczy.
- Zapoznaj się z Kartą wybranych tablic chemicznych.



W CZASIE EGZAMINU

- Na egzamin weź tylko te przybory do pisania i pomoce, których zdający może używać w czasie egzaminu.
- Zastosuj się do poleceń zawartych w Instrukcji.
- Dobrze przeanalizuj treść każdego zadania. Przeczytaj je uważnie i upewnij się, że dobrze je rozumiałeś.
- Nie rozwiązuj zadań automatycznie.
- Nie spiesz się – czas egzaminu jest wystarczająco długi.
- W informacjach wprowadzających do zadań (tekstach, rysunkach, schematach, wykresach itd.), a także w treści zadań możesz robić swoje adnotacje lub zaznaczenia. Korzystaj również z brudnopisu. Egzaminator tych zapisów nie będzie sprawdzał, a tobie może to ułatwić rozwiązanie zadania.
- Precyzyjnie formułuj swoje odpowiedzi. Najpierw zastanów się, co chcesz napisać, a potem sprawdź, czy twoja odpowiedź jest logiczna i na temat.
- Odpowiadaj dokładnie na temat, to znaczy **rób to i tylko to**, czego wymaga polecenie.
- Unikaj wszelkich „ozdobników”.
- Nie używaj pojęć, których znaczenia nie jesteś pewien.
- Staraj się posługiwać prostym i logicznym językiem.
- Przy wykonywaniu poleceń wymagających opisanie **obserwacji** (sposrzeżeń) pamiętaj, że:
 - 1) obserwacje są rejestrem tych efektów towarzyszących reakcjom chemicznym, które możemy poznać za pomocą zmysłów (wzroku, słuchu, węchu, smaku, dotyku) albo urządzeń (np. reagujących na przepływ prądu elektrycznego);
 - 2) w opisie obserwacji do danego doświadczenia powinieneś starać się dokładnie opisać przewidywane efekty, np. nie tylko stwierdzić fakt, że roztwór zmienia zabarwienie, ale także określić, z jakiej barwy na jaką. Z drugiej strony, jeżeli nie jesteś pewien, czy dobrze pamiętasz daną cechę, nie pisz o niej, bo błąd zdyskwalifikuje całą odpowiedź;
 - 3) w przypadku typowych zjawisk używamy odpowiednich określeń:
 - jeżeli w wyniku zmieszania roztworów lub reakcji roztworu z substancją gazową powstaje substancja nierozpuszczalna (albo trudno rozpuszczalna), mówimy, że **wytrąca się osad**; możemy także powiedzieć, że **roztwór mętnieje** (albo **uległ zmętnieniu**), jeżeli przewidujemy, że ilość powstałego osadu jest niewielka,

- jeżeli w wyniku reakcji powstaje gaz, mówimy, że gaz się wydziela,
 - jeżeli w wyniku reakcji z barwnego roztworu powstaje roztwór o innej barwie, mówimy że **roztwór zmienił barwę**,
 - jeżeli w wyniku reakcji z bezbarwnego roztworu powstaje roztwór barwny, mówimy, że **roztwór się zabarwił**,
 - jeżeli w wyniku reakcji z barwnego roztworu powstaje roztwór bezbarwny, mówimy, że **roztwór się odbarwił**.
-
- Sprawdź, czy w równaniach reakcji (szczególnie tych bardziej skomplikowanych) nie pominąłeś produktów ubocznych i czy właściwie dobrałeś współczynniki. W równaniach reakcji utleniania i redukcji sprawdź, czy twój zapis spełnia prawo zachowania masy i ładunku oraz czy dokonałeś bilansu elektronowego (nawet wtedy, gdy nie jest to wymagane w poleceniu).
 - Sprawdź, czy forma zapisu odpowiedzi jest zgodna z tą, której wymaga polecenie, np. czy jest to wymagany opis słowny, równanie reakcji, obliczenie, rysunek, wykres, tabela itd.
 - Pisz czytelnie. Nie poprawiaj zapisów, z których chcesz się wycofać, ale je przekreśl, a obok napisz nową odpowiedź.



Po EGZAMINIE

- Zaglądaj na stronę internetową Centralnej Komisji Egzaminacyjnej: będą tam publikowane modelowe rozwiązania zadań, a także wyniki egzaminów w postaci **klas wyników** (tzw. skali staninowej). Dzięki temu będziesz mógł zorientować się, jak wyniki, które uzyskałeś, mają się do wyników uzyskanych przez innych zdających.

OPRACOWAŁA:
JOANNA TOCZKO

CHEMIA

ANEKS

PRZYKŁADOWY ARKUSZ MATURALNY DLA POZIOMU ROZSZERZONEGO



CENTRALNA KOMISJA
EGZAMINACYJNA

PUBLIKACJA WSPÓŁFINANSOWANA
PRZEZ EUROPEJSKI FUNDUSZ SPOŁECZNY



Prezentujemy przykładowy arkusz egzaminacyjny na egzamin maturalny z chemii dla poziomu rozszerzonego. Powstał on przez dostosowanie arkusza II użytego w sesji wiosennej w 2005 roku.

UWAGA: W zamieszczonym arkuszu w większości zadań usunięto rubryki przeznaczone na wpisanie rozwiązania lub odpowiedzi.

POZIOM ROZSZERZONY

CZAS PRACY 150 MINUT

Za rozwiązanie wszystkich zadań można otrzymać łącznie **60 PUNKTÓW**.

ZADANIE 1. (2 PKT)

Zapis $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$ ($K^2L^8M^4$) przedstawia konfigurację elektronową atomu pewnego pierwiastka w stanie podstawowym.

- Podaj nazwę tego pierwiastka.
- Ułóż wzór jego związku z wodorem oraz wzór tlenku, w którym pierwiastek ten przyjmuje swój najwyższy stopień utlenienia.

Informacja do zadania 2. i 3.

Polon $^{210}_{84}\text{Po}$ ulega przemianie α . Okres połowicznego rozpadu tego izotopu wynosi 138 dni.

ZADANIE 2. (1 PKT)

Napisz równanie tej przemiany.

ZADANIE 3. (1 PKT)

W pojemniku umieszczono 1 gram polonu $^{210}_{84}\text{Po}$. Oszacuj masę tego izotopu, która pozostanie po upływie 414 dni.

ZADANIE 4. (2 PKT)

Określ, na podstawie różnicy elektroujemności pierwiastków, typ wiązania w KBr, HBr i Br₂.

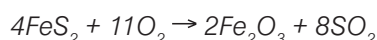
ZADANIE 5. (1 PKT)

Właściwości fizyczne i chemiczne substancji można określić na podstawie budowy ich cząsteczek. Masa cząsteczkowa etanolu wynosi 46 u, a propanu 44 u, jednak etanol wrze w temperaturze 78°C, a propan w temperaturze – 42°C.

Podaj jedną przyczynę tak dużej różnicy temperatur wrzenia tych substancji.

ZADANIE 6. (3 PKT)

Tlenek siarki(IV) można otrzymać na skalę przemysłową w wyniku spalania piryty (FeS_2):

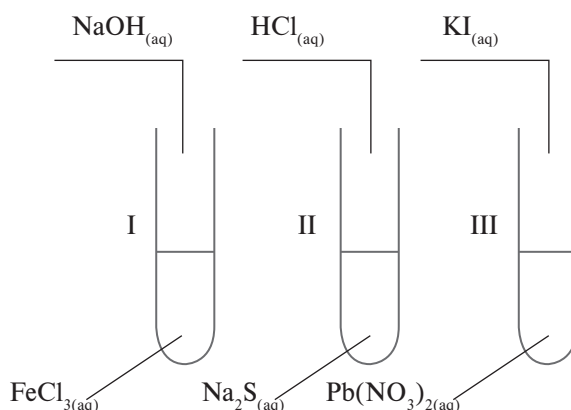


Oblicz objętość tlenku siarki(IV), która powstanie w wyniku spalania 30 gramów piryty w temperaturze 800°C i pod ciśnieniem 1000 hPa.

Stała gazowa R wynosi 83,1 hPa · dm³ · K⁻¹ · mol⁻¹.

ZADANIE 7. (1 PKT)

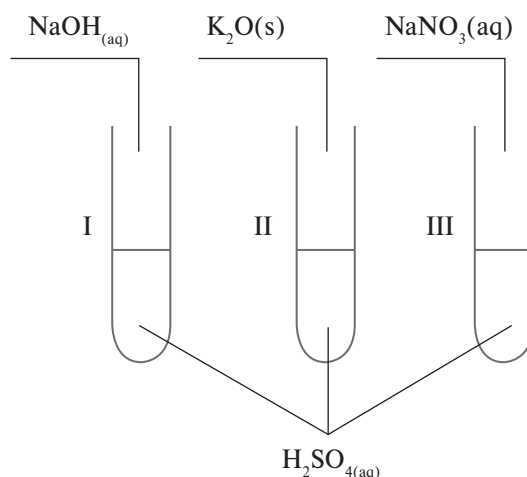
W laboratorium uczeń chciał otrzymać trudno rozpuszczalne związki i wykonał doświadczenia przedstawione na poniższym rysunku:



Wskaż probówkę, w której nie wytrącił się osad.

ZADANIE 8. (3 PKT)

Uczeń przeprowadził doświadczenie, którego przebieg ilustruje rysunek:

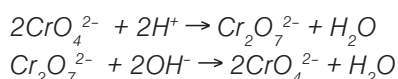


Przedstaw, w formie jonowej skróconej, równania reakcji zachodzących w probówkach I, II i III lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

ZADANIE 9. (3 PKT)

Na VI stopniu utlenienia chrom tworzy sole: chromiany(VI) i dichromiany(VI).

Przeprowadzono doświadczenie, które zilustrowano za pomocą następujących jonowych równań reakcji:



Opisz, w jaki sposób wykonano ten eksperyment. W tym celu:

- opisz doświadczenie słownie lub za pomocą schematycznego rysunku,
- napisz przewidywane spostrzeżenia,
- sformułuj jeden wniosek, dotyczący trwałości chromianów(VI) oraz dichromianów(VI) w zależności od środowiska (odczynu roztworu).

ZADANIE 10. (2 PKT)

Z podanego poniżej zbioru kwasów wybierz i wpisz do tabeli te, które można zaliczyć do odpowiednich grup.

stężony kwas siarkowy(VI), kwas chlorowodorowy (solny), kwas siarkowodorowy, kwas etanowy (octowy), stężony kwas azotowy(V), kwas bromowodorowy.

Kwasy o właściwościach silnie utleniających	Kwasy słabe

ZADANIE 11. (2 PKT)

Dane są jony CO_3^{2-} i NH_4^+ .

Zaklasyfikuj powyższe jony do kwasów lub zasad według teorii Brönsteda. Uzasadnij swoją decyzję, pisząc odpowiednie równania reakcji.

ZADANIE 12. (3 PKT)

Do 1 cm^3 wodnego roztworu AlCl_3 o stężeniu $1\text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ dodawano kroplami 7 cm^3 wodnego roztworu NaOH o takim samym stężeniu. Po dodaniu każdej kropli zasady zawartość probówki mieszano.

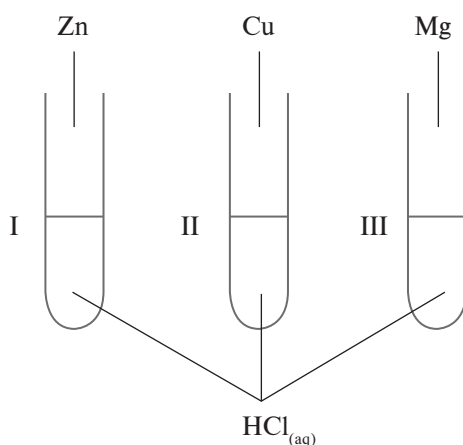
- Napisz, co obserwowano podczas wkraplania roztworu NaOH do roztworu AlCl_3 od początku doświadczenia do zużycia całej objętości zasady.
- Napisz w formie jonowej równania zachodzących reakcji chemicznych.

ZADANIE 13. (2 PKT)

Określ odczyn wodnego roztworu octanu sodu. Uzasadnij swoją odpowiedź, podając symbole lub wzory wszystkich drobin (cząsteczek lub jonów) znajdujących się w tym roztworze po hydrolizie.

ZADANIE 14. (2 PKT)

Badano zachowanie cynku, miedzi i magnezu wobec rozcieńczonego kwasu solnego (chlorowodorowego), przeprowadzając doświadczenia przedstawione na poniższym rysunku:



Korzystając z szeregu elektrochemicznego metali, wskaż, w których probówkach przebiegały reakcje chemiczne. Wyjaśnij, dlaczego we wskazanych przez ciebie probówkach metale reagowały z kwasem solnym (chlorowodorowym).

ZADANIE 15. (3 PKT)

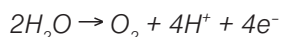
- a) Dobierz współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego w równaniu pierwszego etapu reakcji siarczku miedzi (II) z kwasem azotowym (V):



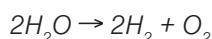
- b) Napisz wzór substancji, która w tej reakcji pełni rolę utleniacza, i wzór substancji, która pełni rolę reduktora.

ZADANIE 16. (2 PKT)

Podczas elektrolizy wodnego roztworu pewnego elektrolitu na anodzie zachodziła reakcja przedstawiona równaniem:



Sumaryczne równanie tego procesu elektrolizy można przedstawić następująco:



Napisz jedno równanie reakcji, która mogła przebiegać na katodzie. Podaj przykład substancji (wzór sumaryczny), której wodny roztwór mógł pełnić podczas tego procesu rolę elektrolitu.

Zadanie 17. (2 pkt)

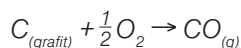


wyraża się równaniem kinetycznym $v = k[\text{SO}_2]^2[\text{O}_2]$

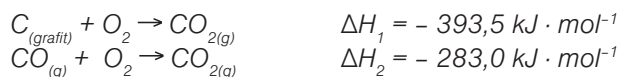
Oblicz, jak zmieni się szybkość tej reakcji, jeżeli do przeprowadzenia procesu, przy niezmienionej ilości reagentów, zastosuje się naczynie o trzykrotnie mniejszej objętości.

ZADANIE 18. (2 PKT)

Oblicz entalpię tworzenia (ΔH_x) tlenku węgla(II)



na podstawie entalpii następujących reakcji:



ZADANIE 19. (3 PKT)

Oceń, jak wpływa na ilość amoniaku powstającego w wyniku reakcji syntezy



- a) obniżenie ciśnienia,
b) podwyższenie temperatury,
c) wprowadzenie dodatkowej ilości azotu.

ZADANIE 20. (2 PKT)

W związkach organicznych węgiel występuje na różnych stopniach utlenienia.

Określ stopnie utlenienia węgla (podkreślone atomy) w cząsteczkach, których wzory podano w tabeli.

Wzór grupowy związku	<u>C</u> H ₄	<u>C</u> H ₃ OH	H <u>C</u> HO	CH ₃ <u>C</u> HO
Stopień utlenienia węgla				

ZADANIE 21. (2 PKT)

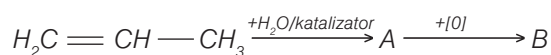
Poniżej przedstawiono wzór półstrukturalny (grupowy) pewnego węglowodoru:



- Napisz równanie reakcji tego związku z bromem w stosunku molowym 1:1. Użyj wzorów półstrukturalnych (grupowych) związków organicznych.
- Posługując się podziałem charakterystycznym dla chemii organicznej, nazwij typ tej reakcji.

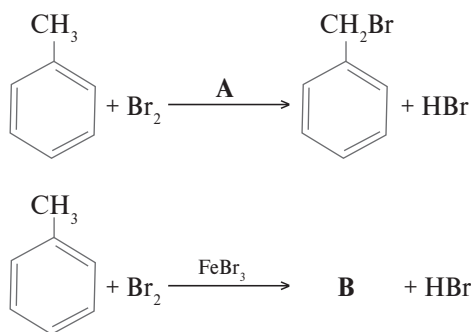
ZADANIE 22. (2 PKT)

Napisz równania reakcji, których przebieg ilustruje poniższy schemat. Użyj wzorów półstrukturalnych (grupowych) związków organicznych.


ZADANIE 23. (2 PKT)

Metylobenzen (toluen) może reagować z bromem, tworząc w zależności od warunków różne produkty.

Analizując równania reakcji zapisane poniżej, określ warunki (A) reakcji I i podaj wzór jednego z możliwych produktów (B) reakcji II.


ZADANIE 24. (2 PKT)

But-2-en można otrzymać w wyniku reakcji dysproporcjonowania propenu na odpowiednich katalizatorach. Reakcja polega na tym, że z alkenu o n atomach węgla powstają dwa nowe alkeny: jeden o $(n+1)$ atomach węgla i drugi, o $(n-1)$ atomach węgla.

Podaj nazwę drugiego alkeny, który powstał w wyniku tej reakcji i napisz jej równanie, posługując się wzorami półstrukturalnymi (grupowymi).

ZADANIE 25. (3 PKT)

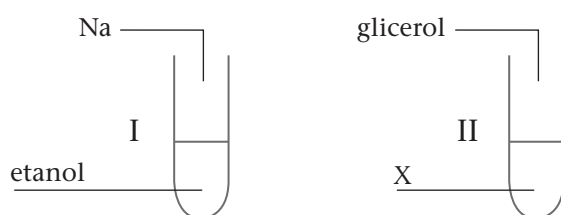
Formalina jest wodnym roztworem metanal (aldehydu mrówkowego) o stężeniu ok. 40%.

Zaprojektuj doświadczenie pozwalające zidentyfikować metanal (aldehyd mrówkowy) w formalinie. W tym celu:

- narysuj schemat wykonania doświadczenia,
- zapisz oczekiwane obserwacje,
- napisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.

ZADANIE 26. (2 PKT)

Dokonaj analizy schematycznych rysunków przedstawiających dwa doświadczenia i uzupełnij brakujące informacje, podając wzór substancji X oraz formułując w tabeli obserwację.

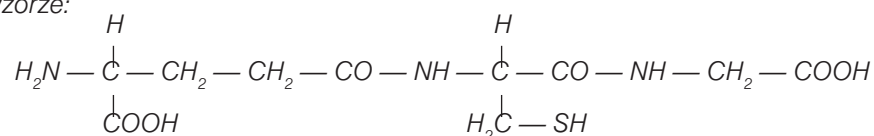


Wzór substancji X:

Probówka	Obserwacje
I	
II	osad rozpuszcza się i powstaje roztwór o barwie szafirowej

ZADANIE 27. (3 PKT)

Glutation o wzorze:

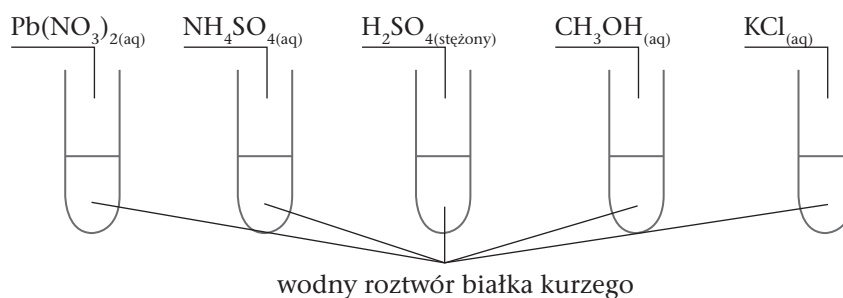


jest tripeptydem występującym w żywych komórkach.

Napisz wzory półstrukturalne (grupowe) aminokwasów, które powstaną w wyniku całkowitej hydrolizy tego związku.

ZADANIE 28. (2 PKT)

W celu zbadania wpływu różnych substancji na białko przeprowadzono doświadczenie pokazane na poniższym rysunku:



- Napisz numery probówek, w których zaszła denaturacja białka.
- Opisz różnicę między denaturacją i wysalaniem białka.

MODEL ODPOWIEDZI I KRYTERIA OCENIANIA

Zdający otrzymuje punkty tylko za poprawne rozwiązania, precyzyjnie odpowiadające poleceniom zawartym w zadaniach. Odpowiedzi niezgodne z poleceniem (nie na temat) są traktowane jako brak odpowiedzi. Komentarze wykraczające poza zakres polecenia nie podlegają ocenianiu.

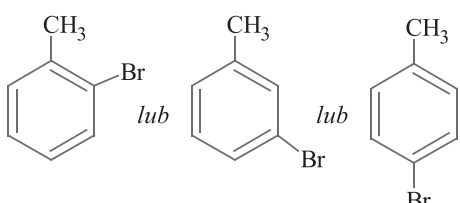
- Gdy do jednego polecenia zdający podaje kilka odpowiedzi (jedną prawidłową, inne nieprawidłowe), to nie otrzymuje punktów za żadną z nich.
- Jeżeli polecenie brzmi: Napisz równanie reakcji..., to w odpowiedzi zdający powinien napisać równanie reakcji chemicznej, a nie jej schemat. Jeżeli polecenie brzmi: Napisz schemat ciągu przemian..., to zdający powinien napisać schemat ciągu przemian, a nie równania kolejnych reakcji.
- Niewłaściwy dobór lub brak współczynników w równaniu reakcji powoduje utratę 1 punktu za zapis tego równania.
- W rozwiązaniach zadań rachunkowych oceniane są: metoda (to znaczy sposób powiązania danych z szukaną), wykonanie obliczeń i podanie wyniku z jednostką. Błędny zapis jednostki lub jej brak przy ostatecznym wyniku liczbowym wielkości mianowanej powoduje utratę 1 punktu. W obliczeniach wymagane jest poprawne zaokrąglanie wyników liczbowych.
- Poprawne rozwiązania zadań, uwzględniające inny tok rozumowania niż podany w schemacie punktowania, oceniane są zgodnie z zasadami punktacji.
- Za poprawne obliczenia będące konsekwencją zastosowania niepoprawnej metody zdający nie otrzymuje punktów.
- Za poprawne spostrzeżenia i wnioski będące konsekwencją niewłaściwie zaprojektowanego doświadczenia zdający nie otrzymuje punktów.

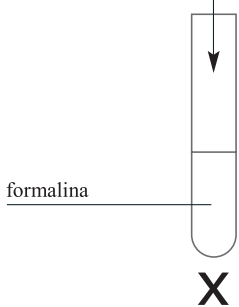
Numer zadania	Schemat oceniania	Punktacja	
		za czynność	sumaryczna
1	a) Za podanie nazwy pierwiastka: krzem	1	2
	b) Za ułożenie wzorów związku z wodorem i tlenku, w którym pierwiastek przyjmuje najwyższy stopień utlenienia: SiH_4 SiO_2	1	
2	Za napisanie równania: $^{210}_{84}\text{Po}$ $^{206}_{82}\text{Pb} + {}^4_2\text{He}$ (lub ${}^4_2\alpha$ lub α)	1	1
3	Za oszacowanie masy, która pozostanie: 0,125 g lub 125 mg lub $\frac{1}{8}$ g	1	1

4	Za określenie typu wiązania: KBr – jonowe HBr – kowalencyjne spolaryzowane lub atomowe spolaryzowane Br_2 – kowalencyjne lub atomowe	3 popr. odp. – 2 p., 2 popr. odp. – 1 p., 1 popr. lub brak popr. odp. – 0 p.	2
5	Za podanie przyczyny różnic, np.: Oddziaływania międzycząsteczkowe w etanolu są silniejsze niż w propanie.	1	1
6	Za metodę rozwiązania (poprawną interpretację równania reakcji i obliczenie objętości gazu w danych warunkach temperatury i ciśnienia)	1	3
	Za obliczenia	1	
	Za wynik z jednostką – 44,58 dm³ Przykład rozwiązania: Z 4 moli FeS_2 powstaje 8 moli SO_2 i $M_{\text{FeS}_2} = 120 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$, więc $\begin{array}{rcl} 4 \cdot 120 \text{ g FeS}_2 & \text{—} & 8 \text{ moli SO}_2 \\ 30 \text{ g FeS}_2 & \text{—} & x \text{ moli SO}_2 \end{array}$ $n_{\text{SO}_2} = \frac{30 \text{ g} \cdot 8 \text{ moli}}{4 \cdot 120 \text{ g}} = 0,5 \text{ mola}$ $pV = nRT \Rightarrow V_{\text{SO}_2} = \frac{n_{\text{SO}_2} RT}{p} \quad \text{i } T = 1073 \text{ K}$ $V_{\text{SO}_2} = \frac{0,5 \text{ mola} \cdot 83,1 \text{ hPa} \cdot \text{dm}^3 \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 1073 \text{ K}}{1000 \text{ hPa}} =$ $= 44,58 \text{ dm}^3$	1	
7	Za wskazanie numeru probówki: II	1	1
8	Za zapisanie równania reakcji zachodzącej w probówce I: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$	1	3
	Za zapisanie równania reakcji zachodzącej w probówce II: $\text{K}_2\text{O} + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{K}^+ + \text{H}_2\text{O}$	1	
	Za stwierdzenie na temat probówki III: Reakcja nie zachodzi.	1	

9	a) za opis słowny doświadczenia (zawierający nazwy lub wzory użytych odczynników), np.: Do wodnego roztworu chromianu(VI) potasu dodają roztwór kwasu siarkowego(VI) i obserwują zachodzące zmiany zabarwienia. Następnie do otrzymanego roztworu dodają zasadę sodową i obserwują dalsze zmiany. <i>lub</i> schematyczny rysunek ilustrujący przebieg doświadczenia	1	3				
	b) za napisanie spostrzeżeń, np.: Żółty roztwór chromianu(VI) potasu pod wpływem roztworu kwasu siarkowego(VI) zmienił zabarwienie na pomarańczowe. Po dodaniu do tego roztworu zasady sodowej jego barwa stała się z powrotem żółta.	1					
	c) za sformułowanie wniosku, np.: W środowisku zasadowym trwałe są chromiany(VI), a w środowisku kwasowym – dichromiany(VI).	1					
10	Za wypełnienie tabeli: <table><tr><th>Kwasy o właściwościach silnie utleniających</th><th>Kwasy słabe</th></tr><tr><td>stężony kwas siarkowy(VI), stężony kwas azotowy(V)</td><td>kwas siarkowodorowy, kwas octowy</td></tr></table>	Kwasy o właściwościach silnie utleniających	Kwasy słabe	stężony kwas siarkowy(VI), stężony kwas azotowy(V)	kwas siarkowodorowy, kwas octowy	Za każde 2 poprawne wpisy – po 1 pkt.	2
Kwasy o właściwościach silnie utleniających	Kwasy słabe						
stężony kwas siarkowy(VI), stężony kwas azotowy(V)	kwas siarkowodorowy, kwas octowy						
11	Za zakwalifikowanie jonu CO ₃ ²⁻ jako zasady oraz zapisanie równania reakcji, np.: CO ₃ ²⁻ + H ₂ O → HCO ₃ ⁻ + OH ⁻	1	2				
	Za zakwalifikowanie jonu NH ₄ ⁺ jako kwasu oraz zapisanie równania reakcji, np.: NH ₄ ⁺ + H ₂ O → NH ₃ + H ₃ O ⁺	1					
12	a) za napisanie obserwacji, np.: Początkowo wytrącał się biały galaretowaty osad, który następnie uległ rozpuszczeniu.	1	3				
	b) za napisanie równań reakcji, np.: Al ³⁺ + 3OH ⁻ → Al(OH) ₃ Al(OH) ₃ + OH ⁻ → Al(OH) ₄ ⁻	2 x 1					
13	Za określenie odczynu roztworu: zasadowy	1	2				
	Za podanie symboli i wzorów cząsteczek i jonów obecnych w roztworze: CH ₃ COO ⁻ , Na ⁺ , CH ₃ COOH, OH ⁻ , H ₂ O	1					
14	Za wskazanie numerów probówek: I, III	1	▼				

14	Za wyjaśnienie, np.: Zn i Mg reagują z HCl, ponieważ w szeregu elektrochemicznym znajdują się przed wodorem.	1	2
	a) za bilans elektronowy, np.: $\text{CuS} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CuO} + \text{S} + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \quad \times 3$ $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O} \quad \times 2$	1	3
15	za podanie równania reakcji ze współczynnikami stechiometrycznymi: $3 \text{CuS} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow 3 \text{CuO} + 3 \text{S} + 2 \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	1	
	b) za napisanie wzoru utleniacza i reduktora: Utleniacz: HNO_3 Reduktor: CuS	1	
	Za zapisanie równania reakcji katodowej: $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^- \quad \text{lub} \quad 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$	1	2
16	Za podanie wzoru soli, np.: Na_2SO_4 (jeżeli równanie reakcji katodowej ilustruje redukcję wody) lub H_2SO_4 (jeżeli równanie reakcji katodowej ilustruje redukcję kationów wodorowych)	1	
	Za metodę rozwiązania (porównanie wartości szybkości reakcji przed zmianą i po zmianie)	1	2
17	Za odpowiedź – wzrośnie 27 razy Przykład rozwiązania: $v_1 = k c_{\text{SO}_2}^2 c_{\text{O}_2} \quad \text{i} \quad v_2 = k c_{\text{SO}_2}'^2 c_{\text{O}_2}'$ $c_{\text{SO}_2}' = 3c_{\text{SO}_2} \quad \text{i} \quad c_{\text{O}_2}' = 3c_{\text{O}_2}, \text{ więc}$ $v_2 = k(3c_{\text{SO}_2})^2 3c_{\text{O}_2} = 27v_1$ Szybkość reakcji wzrośnie 27 razy.	1	
	Za zastosowanie poprawnej metody, prowadzącej do obliczenia: $\Delta H_x = \Delta H_1 - \Delta H_2$	1	2
18	Za poprawny wynik z jednostką: $\Delta H_x = -110,5 \text{ kJ mol}^{-1}$	1	
19	Za określenie wpływu poszczególnych czynników na ilość amoniaku: a) zmniejszenie b) zmniejszenie c) zwiększenie	3 x 1	3

20	Za określenie stopni utlenienia węgla: <table><tr><td>Wzór grupowy związku</td><td><u>C</u>H₄</td><td><u>C</u>H₃OH</td><td><u>H</u>CHO</td><td><u>C</u>H₃<u>C</u>HO</td></tr><tr><td>Stopień utlenienia węgla</td><td>-IV</td><td>-II</td><td>0</td><td>I</td></tr></table>	Wzór grupowy związku	<u>C</u> H ₄	<u>C</u> H ₃ OH	<u>H</u> CHO	<u>C</u> H ₃ <u>C</u> HO	Stopień utlenienia węgla	-IV	-II	0	I	4 popr. odp. – 2 pkt., 3 popr. odp. – 1 pkt., 2, 1 lub brak popr. odp. – 0 pkt.	2
Wzór grupowy związku	<u>C</u> H ₄	<u>C</u> H ₃ OH	<u>H</u> CHO	<u>C</u> H ₃ <u>C</u> HO									
Stopień utlenienia węgla	-IV	-II	0	I									
21	a) za napisanie równania reakcji: $\text{HC}\equiv\text{C}-\text{CH}_3 + \text{Br}_2 \longrightarrow \begin{array}{c} \text{HC}=\text{C}-\text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{Br} \quad \text{Br} \end{array}$	1	2										
	b) za nazwanie typu reakcji: addycja <i>lub</i> przyłączenie	1											
22	Za napisanie każdego równania reakcji: $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{katalizator}} \begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{CH}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array} + [\text{O}] \longrightarrow \begin{array}{c} \text{H}_3\text{C}-\text{C}-\text{CH}_3 \\ \\ \text{O} \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ Uwaga: W drugim równaniu reakcji może być podany wzór konkretnego utleniacza, np. CuO.	2 x 1	2										
23	Za określenie warunku A reakcji I, np.: światło	1	2										
	Za podanie wzoru produktu B reakcji II: 	1											
24	Za podanie nazwy produktu: eten	1	2										
	Za napisanie równania reakcji: $2\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 \rightarrow \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$	1											

25	a) za narysowanie schematu wykonania doświadczenia, np.: zawiesina wodorotlenku miedzi(II)  formalina X	1	3				
	b) za zapisanie obserwacji, np.: Powstaje ceglastoczerwony osad.	1					
	c) za napisanie równania reakcji: $\text{HCHO} + 2\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{HCOOH} + \text{Cu}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$	1					
26	Za podanie wzoru substancji X: $\text{Cu}(\text{OH})_2$	1	2				
	Za sformułowanie obserwacji, np.: <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"><thead><tr><th style="width: 20%;">Probówka</th><th style="width: 80%;">Obserwacje</th></tr></thead><tbody><tr><td style="text-align: center;">I</td><td>wydziela się gaz</td></tr><tr><td style="text-align: center;">II</td><td>osad rozpuszcza się i powstaje roztwór o barwie szafirowej</td></tr></tbody></table>	Probówka		Obserwacje	I	wydziela się gaz	II
Probówka	Obserwacje						
I	wydziela się gaz						
II	osad rozpuszcza się i powstaje roztwór o barwie szafirowej						
27	Za napisanie wzoru każdego aminokwasu: $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH} \\ \\ \text{COOH} \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}-\text{COOH} \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{SH} \end{array}$ $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$	3 x 1	3				
28	a) za napisanie numerów probówek, w których zachodzi denaturacja białka: I, III, IV	1	2				
	b) za opisanie różnicy między denaturacją i wysalaniem białka, np.: Wysalanie to odwracalne ścinanie się białka, a denaturacja – nieodwracalne.	1					
Razem		60	60				

Życzymy sukcesu
na egzaminie!

