EGZAMIN MATURALNY

CHEMIA

Poziom rozszerzony

ZBIÓR ZADAŃ

Materiały pomocnicze dla uczniów i nauczycieli

Centralna Komisja Egzaminacyjna
2015

Publikacja opracowana przez zespół koordynowany przez **dr Małgorzatę Jagiełło** działający w ramach projektu *Budowa banków zadań* realizowanego przez Centralną Komisję Egzaminacyjną pod kierunkiem Janiny Grzegorek.

Autorzy
Łukasz Głaz
dr Barbara Haszczyc-Krautter
Teresa Kaleta
Ilona Konkel
Beata Kupis
Joanna Toczko (kierownik zespołu przedmiotowego)

Komentatorzy
prof. dr hab. Robert Zakrzewski
Stanisław Ryszard Piech

Opracowanie redakcyjne
Honorata Piłasiewicz

Redaktor naczelny
Julia Konkołowicz-Pniewska

Zbiory zadań opracowano w ramach projektu *Budowa banków zadań*,
Działanie 3.2. Rozwój systemu egzaminów zewnętrznych,
Priorytet III Wysoka jakość systemu oświaty,
Program Operacyjny Kapitał Ludzki

KAPITAŁ LUDZKI
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI

CENTRALNA
KOMISJA
EGZAMINACYJNA

UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI
FUNDUSZ SPOŁECZNY

Spis treści

Wprowadzenie 4
1. Zadania 5
1.1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna 5
1.2. Struktura atomu – jądro i elektrony 11
1.3. Wiązania chemiczne 17
1.4. Kinetyka i statyka chemiczna 23
1.5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych 29
1.6. Reakcje utleniania i redukcji 41
1.7. Metale 48
1.8. Niemetale 61
1.9. Węglowodory 66
1.10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów 72
1.11. Zawiązki karbonylowe 77
1.12. Kwasy karboksylowe 82
1.13. Estry i tłuszcze 86
1.14. Związki organiczne zawierające azot. Białka 89
1.15. Cukry 95
2. Wskazówki do rozwiązania zadań 100
3. Odpowiedzi 145
4. Wykaz umiejętności ogólnych i szczegółowych sprawdzanych zadaniami 187

Wprowadzenie

Zbiór zadań z chemii adresowany jest przede wszystkim do uczniów szkół ponadgimnazjalnych przygotowujących się do egzaminu maturalnego z chemii w nowej formule. Został przygotowany tak, aby uczniowie mogli z niego korzystać zarówno podczas samodzielnej pracy, jak również na lekcjach chemii pod kierunkiem nauczyciela. W zbiorze znajdują się 182 zadania. Część z nich to zadania pojedyncze, a część – zadania składające się z kilku poleceń. Wiele zadań ułożonych zostało w tzw. wiązki tematyczne, skupione wokół wybranego tematu i materiału źródłowego. Sprawdzają umiejętności ogólne i szczegółowe zawarte w wymaganiach *Podstawy programowej* do IV etapu edukacyjnego z zakresów rozszerzonego oraz podstawowego. Zamieszczono również przykłady zadań ilustrujących wybrane wymagania z III etapu edukacyjnego (gimnazjum), które zgodnie z zasadą kumulatywności, mogą być sprawdzane na egzaminie maturalnym. Autorzy starali się, aby zadania były zróżnicowane pod względem zakresu treści, sprawdzanych wiadomości i umiejętności, trudności oraz stopnia złożoności. Osoby korzystające ze zbioru znajdą w nim więc zadania łatwiejsze i trudniejsze, mniej lub bardziej złożone, typowe bądź nietypowe. Zadania są zróżnicowane także ze względu na zastosowany materiał źródłowy, formę polecenia oraz wymagany sposób udzielenia odpowiedzi. Niektóre polecenia wymagają samodzielnego sformułowania odpowiedzi, takiej jak krótki opis słowny, równanie reakcji, chemiczny wzór lub nazwa bądź zapis obliczeń. Inne zadania są zadaniami zamkniętymi, w których należy wybrać poprawną odpowiedź, dobrać lub pogrupować przedstawione elementy odpowiedzi, albo ocenić, czy przedstawione informacje są prawdziwe.

Dział *Zadania* pogrupowano według treści *Podstawy programowej* dla poziomu rozszerzonego na 15 rozdziałów. Na początku każdego rozdziału zamieszczono po dwa zadania wraz ze szczegółowymi wskazówkami do ich rozwiązania i odpowiedziami, a następnie – po dwa zadania wzbogacone o wskazówki. Pozostałe zadania nie zawierają bezpośrednio obok siebie wskazówek i odpowiedzi. Dzięki temu uczniowie mogą przekonać się, czy potrafią samodzielnie rozwiązać te zadania.

W sytuacji, gdy zadanie okaże się zbyt trudne – proponujemy najpierw zapoznać się ze wskazówkami zebranymi w osobnym dziale *Wskazówki do rozwiązania zadań*, i przy ich pomocy rozwiązać zadanie, a następnie sprawdzić jego poprawność w dziale *Odpowiedzi*.

Wskazówki mogą być przydatne w kształceniu umiejętności samodzielnego rozwiązywania zadań chemicznych. Zawierają m.in.:
– przypomnienie treści kształcenia, których opanowanie jest niezbędne w rozwiązaniu zadania,
– podpowiedzi dotyczące toku myślenia podczas rozwiązywania danego zadania,
– odniesienie do czasowników operacyjnych użytych w poleceniu, warunkujących formę udzielanych odpowiedzi.

Na uwagę zasługują zadania sprawdzające stopień opanowania umiejętności wykorzystywania chemicznych tekstów źródłowych do pozyskiwania, przetwarzania, tworzenia i prezentowania informacji, a więc takie, w których uczeń wykonuje polecenia, nie tylko korzystając z tego, czego nauczył się w czasie przygotowań do egzaminu, ale także na podstawie informacji przedstawionych we wprowadzeniu do zadania. Informacje te – zawarte w materiale źródłowym i niezbędne do rozwiązania postawionego problemu – mogą dotyczyć zagadnień, z którymi uczeń dotychczas się nie zetknął. Są one opracowane i przedstawione tak, aby mógł je wykorzystać, bazując na wiadomościach i umiejętnościach z zakresu *Podstawy programowej*. Warto zaznaczyć, że materiał źródłowy może przybierać różne formy, np. tekstu chemicznego, wzoru chemicznego, równania reakcji, rysunku, schematu, wykresu, zestawienia danych fizykochemicznych. W niniejszym zbiorze reprezentowane są wszystkie te formy.

W zbiorze zamieszczono wiele zadań, które wymagają rozwiązania problemu obliczeniowego. Wykorzystując takie zadania do ćwiczeń, trzeba pamiętać, że wartość liczbowa uzyskanego wyniku końcowego zależy od przyjętych w rozwiązaniu zaokrągleń: poprawne są wszystkie wyniki będące konsekwencją przyjętych poprawnych zaokrągleń. Należy także zwrócić uwagę na fakt, że przedstawione przykładowe rozwiązania nie wyczerpują wszystkich możliwości – zaprezentowane zostały sposoby rozwiązania najbardziej typowe, co nie oznacza, że są one jedynymi poprawnymi rozwiązaniami.

Ostatni dział – *Wykaz umiejętności ogólnych i szczegółowych sprawdzanych zadaniami* – zawiera odniesienie każdego z zadań do wymagań *Podstawy programowej*.

Autorzy zbioru mają nadzieję, że pomoże on uczniom w przygotowaniu się do egzaminu maturalnego z chemii, a nauczycielom – w ocenie zgodności przebiegu procesu nauczania z obowiązującą *Podstawą programową* z chemii.

Życzymy sukcesów w rozwiązywaniu zadań!

1. Zadania

1.1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna

Informacja do zadań 1.–4.
Pierwszym skutecznym lekiem przeciw malarii była chinina, organiczny związek chemiczny o masie cząsteczkowej 324 u, który składa się z 74,07% masowych węgla, 7,41% masowych wodoru, 8,64% masowych azotu i 9,88% masowych tlenu. W temperaturze pokojowej chinina jest trudno rozpuszczalną w wodzie, białą, krystaliczną substancją o intensywnie gorzkim smaku. Związek ten rozpuszczalny jest m.in. w olejach, benzynie, etanolu i glicerynie. Ze względu na swój gorzki smak chinina znalazła zastosowanie w przemyśle spożywczym jako aromat. Dodawana jest do produktów spożywczych w postaci chlorowodorku chininy, soli dobrze rozpuszczalnej w wodzie. W Polsce za maksymalną dopuszczalną zawartość chlorowodorku chininy w napojach bezalkoholowych typu tonik (których podstawą jest woda) przyjęto 7,50 mg na każde 100 cm^3 napoju, co w przeliczeniu na czystą chininę oznacza, że 100 cm^3 tego napoju dostarcza konsumentowi 6,74 mg chininy.

Na podstawie: A. Czajkowska, B. Bartodziejska, M. Gajewska, *Ocena zawartości chlorowodorku chininy w napojach bezalkoholowych typu tonik*, „Bromatologia i chemia toksykologiczna", XLV, 2012, 3, s. 433–438.

Zadanie 1.
Na podstawie odpowiednich obliczeń ustal wzór empiryczny oraz rzeczywisty chininy (patrz → informacja do zadań 1.–4.).

Wskazówki do rozwiązania zadania
Aby poprawnie ustalić wzór empiryczny związku chemicznego, należy określić liczbę moli atomów węgla, wodoru, azotu i tlenu (w jednym molu tego związku).
Dla rozwiązania tego problemu trzeba przyjąć dogodną masę próbki, np. m = 100 g, co będzie oznaczało, że w 100 g związku znajduje się 74,07 g węgla, 7,41 g wodoru, 8,64 g azotu oraz 9,88 g tlenu.
Następnie należy obliczyć liczbę moli atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych i wyznaczyć ich stosunek wyrażony możliwie najmniejszymi liczbami całkowitymi.
Pamiętaj, że wzór elementarny nie określa rzeczywistej liczby atomów tworzących cząsteczkę związku chemicznego.
Do wyznaczenia rzeczywistej liczby poszczególnych rodzajów atomów w cząsteczce konieczna jest znajomość masy cząsteczkowej związku. W omawianym przypadku jest ona podana w informacji do zadania.
Zwróć uwagę, że w celu powiązania liczności materii i masy substancji wprowadzono pojęcie masy molowej, która jest właściwością substancji; ma ona dla każdego związku chemicznego i każdej substancji elementarnej (pierwiastka chemicznego) określoną wartość liczbową. Wartość liczbowa masy molowej związku chemicznego jest równa względnej masie cząsteczkowej. W przypadku substancji elementarnych – występujących w postaci pojedynczych atomów – wartość liczbowa masy molowej jest równa względnej masie atomowej.
Mając wyznaczony wzór elementarny, należy obliczyć masę cząsteczkową cząsteczki o składzie odpowiadającym wzorowi elementarnemu. Wiedząc, że wzór rzeczywisty (sumaryczny) jest wielokrotnością wzoru elementarnego (czyli można go zapisać w postaci $(C_{10}H_{12}NO)_x$), uprawniony jest zapis:

$$M = M_{C_{10}H_{12}NO} \cdot x \quad \Rightarrow \quad x = 2,$$

co pozwala na stwierdzenie, że wzór rzeczywisty ma postać: $C_{20}H_{24}N_2O_2$.

Przykład poprawnej odpowiedzi

Dane:
$M_{\text{cz. chininy}} = 324$ u
%C = 74,07%
%H = 7,41%
%N = 8,64%
%O = 9,88%

Szukane:
wzór empiryczny chininy
wzór rzeczywisty chininy

Rozwiązanie:

$$n_{\text{C}} = \frac{74{,}07\,\text{g}}{12\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 6{,}173\,\text{mola}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{7{,}41\,\text{g}}{1\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 7{,}41\,\text{mola}$$

$$n_{\text{N}} = \frac{8{,}64\,\text{g}}{14\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0{,}617\,\text{mola}$$

$$n_{\text{O}} = \frac{9{,}88\,\text{g}}{16\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0{,}618\,\text{mola}$$

$n_{\text{C}} : n_{\text{H}} : n_{\text{N}} : n_{\text{O}} = 6{,}173 : 7{,}41 : 0{,}617 : 0{,}618$
$n_{\text{C}} : n_{\text{H}} : n_{\text{N}} : n_{\text{O}} = 10 : 12 : 1 : 1 \Rightarrow \text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{NO}$
$M_{(\text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{NO})_x} = 324$ u $\Rightarrow$ $x = 2$ $\Rightarrow$ $\text{C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2$
Wzór empiryczny: $\text{C}_{10}\text{H}_{12}\text{NO}$
Wzór rzeczywisty: $\text{C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2$

Zadanie 2.
Oblicz masę cząsteczki chininy w gramach (patrz → informacja do zadań 1.–4.).

Wskazówki do rozwiązania zadania
Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, musisz wykorzystać zależność między liczbą moli a liczbą cząsteczek. Jeden mol dowolnej substancji o określonym wzorze cząsteczkowym zawiera liczbę cząsteczek równą liczbie Avogadra. Rozwiązując zadanie, należy więc odwołać się do definicji mola jako jednostki, zgodnie z którą *mol jest to liczność materii układu, zawierającego tyle samo cząstek, ile atomów zawiera 0,012 kg izotopu węgla* ^{12}C. Trzeba też wiedzieć, że liczbę cząstek zawartą w jednym molu określa liczba Avogadra, wynosząca w zaokrągleniu $6{,}02\cdot10^{23}$. Wartość liczbowa stałej Avogadra znajduje się w zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*. Rozwiązując omawiane zadanie rachunkowe, pamiętaj, aby poprawnie zaokrąglić wynik końcowy i podać go z odpowiednią jednostką.

Przykład poprawnej odpowiedzi

Dane:
$M_{\text{cz. chininy}} = 324$ u
$N_{\text{A}} = 6{,}02\cdot10^{23}\,\frac{1}{\text{mol}}$

Szukane:
masa cząsteczki chininy w gramach

Rozwiązanie:
324 g — $6{,}02\cdot10^{23}$ cząsteczek
x — 1 cząsteczka $\Rightarrow$ $x = 53{,}82\cdot10^{-23}$ g

Zadanie 3.
W pewnym napoju typu tonik wykryto maksymalną dopuszczalną zawartość chlorowodorku chininy.
Podkreśl poprawne dokończenie zdania (patrz → informacja do zadań 1.–4.).
Masa cząsteczkowa chlorowodorku chininy jest większa od masy cząsteczkowej chininy o
A. 35,5 u.
B. 71 u.
C. 36,5 u.
D. 73 u.

Wskazówki do rozwiązania zadania
Aby poprawnie rozwiązać zadany problem, musisz skorzystać z informacji wprowadzającej do wiązki zadań oraz informacji umieszczonej w zadaniu 3. (*wykryto maksymalną dopuszczalną zawartość chlorowodorku chininy*). Dane te pozwolą na zapisanie zależności, np.:
7,50 — 6,74
x — 324 $\Rightarrow$ $x \approx 360{,}5$ $360{,}5 - 324 = 36{,}5 \Rightarrow$ odpowiedź C
lub
$\frac{7{,}50}{6{,}74} \cdot 324 \approx 360{,}5$ $\Rightarrow$ $360{,}5 - 324 = 36{,}5 \Rightarrow$ odpowiedź C

Zadanie 4.
Wpisz do tabeli literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F – jeśli jest fałszywe (patrz → informacja do zadań 1.–4.).

Zdanie	P/F
1. W temperaturze pokojowej chinina jest białą krystaliczną substancją o gorzkim smaku, rozpuszczalną w etanolu.	
2. W celu uzyskania gorzkiego smaku napojów, których podstawą jest woda, dodawany jest do nich chlorowodorek chininy, ponieważ sól ta, w przeciwieństwie do chininy, jest dobrze rozpuszczalna w wodzie.	
3. W 250 cm^3 napoju typu tonik maksymalnie może być zawarte 18,75 mg chininy.	

Wskazówki do rozwiązania zadania
Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, musisz wykorzystać informację wprowadzającą do wiązki zadań. Prawdziwość zdania 1. i 2. możesz stwierdzić, dokonując wyłącznie analizy podanej informacji. Oceniając zdanie 3., możesz posłużyć się zależnością:
100 cm^3 — 6,74 mg
250 cm^3 — x $\Rightarrow$ $x = 16{,}85$ mg
Porównując otrzymany wynik (16,85 mg) z podaną w zdaniu 3. maksymalną zawartością chininy (18,75 mg), należy stwierdzić, że ostatnie zdanie jest fałszywe.

Informacja do zadań 5. i 6.
Reakcja syntezy amoniaku przebiega zgodnie z równaniem:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3(g) \quad \Delta H = -92{,}4 \text{ kJ}$$

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004, s. 648.

Zadanie 5.
Oblicz, ile metrów sześciennych azotu odmierzonego w warunkach normalnych i ile kilogramów wodoru należy użyć do otrzymania 30,6 kg amoniaku, jeżeli reakcja syntezy amoniaku przebiega z wydajnością równą 30% (patrz → informacja do zadań 5. i 6.).

Zadanie 6.
Początkowe stężenia substratów reakcji (patrz → informacja do zadań 5. i 6.). były równe $c_{N_2} = 2\ mol \cdot dm^{-3}$, $c_{H_2} = 6\ mol \cdot dm^{-3}$ i przebiegała ona w reaktorze o objętości 1 dm^3 w stałej temperaturze *T*.
Oblicz stężenia H_2, N_2 i NH_3 po osiągnięciu stanu równowagi w temperaturze *T*, jeżeli ustalił się on po przereagowaniu 30% początkowej ilości wodoru.

Zadanie 7.
Blaszkę miedzianą o masie 0,48 g roztworzono całkowicie w stężonym wodnym roztworze kwasu azotowego(V). Doświadczenie wykonano pod wyciągiem. Przebieg reakcji miedzi z kwasem azotowym(V) ilustruje poniższe równanie.

$$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2\ H_2O$$

Oblicz, ile centymetrów sześciennych (w przeliczeniu na warunki normalne) gazu wydzieliło się w czasie opisanej reakcji.

Zadanie 8.
Wzory soli można w sposób uproszczony przedstawić w postaci tlenkowej, na przykład wzór $CaCO_3$ można przedstawić jako $CaO \cdot CO_2$.
Superfosfat podwójny jest nawozem, którego głównym składnikiem jest diwodorofosforan(V) wapnia o wzorze $Ca(H_2PO_4)_2$, stosowanym do wzbogacania gleby w fosfor.

Na podstawie: K.H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007, s. 460.

a) Zapisz wzór diwodorofosforanu wapnia w postaci wzoru tlenkowego.
b) Oblicz w procentach masowych zawartość P_2O_5 w tym związku chemicznym.
c) Dokończ zdanie, zaznaczając wniosek A lub B i jego uzasadnienie 1. lub 2.
Jako nawozu fosforowego używa się diwodorofosforanu(V) wapnia, a nie fosforanu(V) wapnia, ponieważ diwodorofosforan(V) wapnia

A	jest	rozpuszczalny w wodzie i zawiera	1.	mniejszy procent masowy P_2O_5.
B	nie jest		2.	większy procent masowy P_2O_5.

Zadanie 9.
Jedną z laboratoryjnych metod otrzymywania tlenu jest termiczny rozkład chloranu(V) potasu przebiegający zgodnie z równaniem:

$$2KClO_3 \rightarrow 2KCl + 3O_2$$

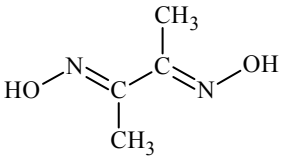
Oblicz objętość tlenu, w przeliczeniu na warunki normalne, powstałego z rozkładu 30,6 g chloranu(V) potasu, który zawierał 10% masowych zanieczyszczeń. Przyjmij, że wydajność reakcji była równa 80%.

Zadanie 10.
Blaszkę z glinu o masie 10,80 g o odpowiednio przygotowanej powierzchni zanurzono w wodnym roztworze $Cu(NO_3)_2$, utrzymując odpowiednie pH tego roztworu. Po pewnym czasie stwierdzono, że powierzchnia blaszki znajdująca się w roztworze pokryła się różowym nalotem o metalicznym połysku, a barwa roztworu stała się mniej intensywna, turkusowa, ale roztwór pozostał klarowny i nie stwierdzono w nim wytrącenia żadnego osadu. Następnie blaszkę wyjęto z roztworu, osuszono i ponownie zważono. Jej masa wyniosła 12,17 g. Zaobserwowane zmiany pozwoliły stwierdzić, że w czasie doświadczenia zachodziła reakcja chemiczna, której przebieg opisuje równanie:

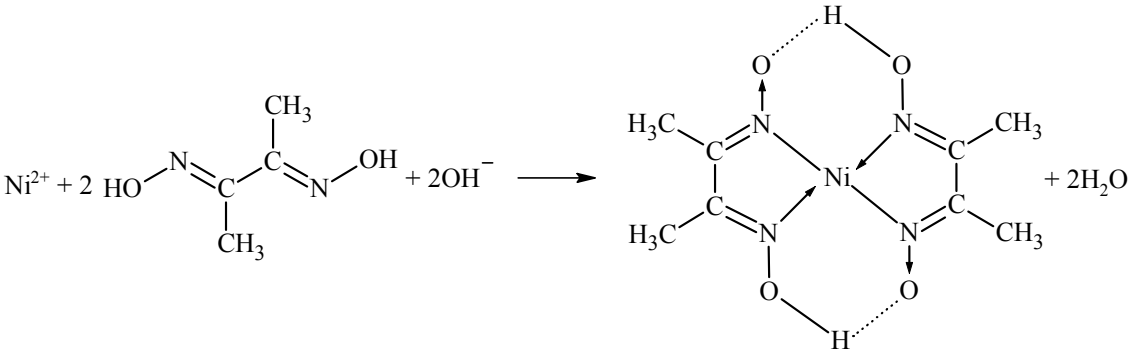
$$3Cu^{2+} + 2Al \rightarrow 3Cu + 2Al^{3+}$$

Oblicz, ile gramów miedzi wydzieliło się w czasie opisanego doświadczenia.

Informacja do zadań 11.–15.
Dimetyloglioksym jest związkiem organicznym o następującym wzorze:



Związek ten jest wykorzystywany w analizie chemicznej między innymi do wykrywania i określania ilości jonów niklu(II), z którymi tworzy trudno rozpuszczalny w wodzie osad dimetyloglioksymianu niklu(II) o różowym zabarwieniu. Reakcja ta przebiega zgodnie z równaniem:



Na podstawie: J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna 2. Chemiczne metody analizy ilościowej*, Warszawa 1998, s. 179–181.

Zadanie 11.
Napisz <u>wzór sumaryczny</u> dimetyloglioksymu (patrz → informacja do zadań 11.–15.).

Zadanie 12.
Uzupełnij tabelę. Określ liczbę wiązań typu *σ* i typu *π* w cząsteczce dimetyloglioksymu (patrz → informacja do zadań 11.–15.) **oraz liczbę wolnych par elektronowych przy atomach tworzących tę cząsteczkę.**

Liczba wiązań typu σ	Liczba wiązań typu π	Liczba wolnych par elektronowych

Zadanie 13.
Uzupełnij tabelę, wpisując literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F – jeżeli jest fałszywe (patrz → informacja do zadań 11.–15.).

Zdanie	P/F
1. Dla wszystkich atomów węgla w cząsteczce dimetyloglioksymu należy przyjąć hybrydyzację typu sp^2.	
2. We wzorze dimetyloglioksymianu niklu(II) strzałkami zaznaczono wiązania koordynacyjne, a kropkami wiązania wodorowe.	
3. W reakcji wytrącania dimetyloglioksymianu niklu(II) dimetyloglioksym jest kwasem Brønsteda, ponieważ jest dawcą protonów.	

Zadanie 14.
Napisz konfigurację elektronową atomu niklu (patrz → informacja do zadań 11.–15.) **w stanie podstawowym, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach, i przedstaw schemat klatkowy rozmieszczenia elektronów walencyjnych atomu tego pierwiastka chemicznego.**

Zadanie 15.

Aby wyznaczyć masę niklu (patrz także → informacja do zadań 11.–15.) w postaci jonów Ni^{2+} w próbce pewnego roztworu o objętości 100,00 cm^3, z próbki tej pobrano trzy równe porcje oznaczone numerami I–III o objętości 10,00 cm^3 każda. Pobranie do analizy trzech, a nie jednej porcji badanego roztworu miało na celu zmniejszenie wpływu na wynik analizy błędów przypadkowych. Każdą porcję poddano niezależnie takim samym czynnościom laboratoryjnym, uzyskując wyniki, z których obliczono średnią arytmetyczną.

Pobrane porcje wprowadzono do oddzielnych zlewek, zakwaszono, uzupełniono wodą destylowaną do objętości 50 cm^3 i ogrzano do temperatury ok. 60 ºC. Następnie do każdej zlewki wprowadzono niewielki nadmiar alkoholowego roztworu dimetyloglioksymu i mieszając, dodano wodę amoniakalną w celu osiągnięcia odpowiedniego pH roztworu. We wszystkich naczyniach zaobserwowano wytrącenie różowego osadu. Osad otrzymany w każdej zlewce odsączono pod zmniejszonym ciśnieniem w uprzednio zważonych tyglach szklanych z porowatym dnem, które pełnią podwójną funkcję: sączka i tygla. Odsączone osady przemyto i wysuszono do stałej masy.

W poniższej tabeli zestawiono wyniki pomiarów masy pustych tygli oraz tygli z osadem dla trzech porcji, które pobrano z badanego roztworu. Pomiary masy wykonano na wadze analitycznej z dokładnością do 0,1 mg.

Na podstawie: J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna 2. Chemiczne metody analizy ilościowej*, Warszawa 1998, s. 179–181;
T. Lipiec, Z.S. Szmal, *Chemia analityczna z elementami analizy instrumentalnej*, Warszawa 1976, s. 330.

a) Uzupełnij tabelę, wpisując masę osadów dla trzech porcji badanego roztworu oraz średnią masę osadu.

Numer porcji roztworu	**Masa pustego tygla**, g	**Masa tygla z osadem**, g	**Masa osadu**, g
Porcja I	28,5914	28,6849	
Porcja II	29,0523	29,1535	
Porcja III	28,9936	29,0942	
		Średnia masa osadu $\overline{m}$, g:	

b) Oblicz, ile gramów niklu w postaci jonów Ni^{2+} zawierała próbka 100,00 cm^3 badanego roztworu, wykorzystując <u>średnią</u> masę osadu dimetyloglioksymianu niklu(II). Masa molowa dimetyloglioksymianu niklu(II) jest równa 288,91 $g \cdot mol^{-1}$.

Błąd bezwzględny, jakim jest obarczony wynik analizy dla danej porcji, jest różnicą między tym wynikiem a wartością rzeczywistą, której nie znamy. Przyjmujemy, że odpowiada jej obliczona średnia arytmetyczna: $\Delta m_{bezwzgl.} = m_i - \overline{m}$, gdzie *i* oznacza numer porcji.

Błąd względny jest stosunkiem błędu bezwzględnego do wartości rzeczywistej wyrażonym w procentach. W tym przypadku nieznaną wartość rzeczywistą również zastępujemy średnią arytmetyczną: $\Delta m_{wzgl.} = \frac{\Delta m_{bezwzgl.}}{\overline{m}} \cdot 100\% = \frac{m_i - \overline{m}}{\overline{m}} \cdot 100\%$.

c) Wskaż porcję (I, II albo III), dla której wynik analizy najbardziej odbiega od średniej masy niklu i oblicz błąd względny wyznaczenia masy niklu w postaci jonów Ni^{2+} w badanym roztworze opisaną metodą <u>dla tej porcji</u>.

Zadanie 16.

Pierwiastek chemiczny X tworzy hydrat o wzorze $XSO_4 \cdot 7H_2O$, którego 54,5% masy stanowi woda. Ustal masę molową pierwiastka X w zaokrągleniu do jedności.

1.2. Struktura atomu – jądro i elektrony

Zadanie 17.
Miedź tworzy kationy Cu^{+} oraz Cu^{2+}.

a) Określ, ile elektronów i z jakiej podpowłoki albo podpowłok oddaje atom miedzi, tworząc kation Cu^{2+}. Dokończ poniższe zdanie, wpisując liczbę elektronów i symbol odpowiedniej podpowłoki lub podpowłok.

Tworzenie kationu Cu^{2+} oznacza oddanie przez atom miedzi .....
.....

b) Uzupełnij poniższą tabelę, wpisując schemat klatkowy konfiguracji <u>elektronów walencyjnych jonu Cu^{2+}</u> w stanie podstawowym oraz wartości głównej liczby kwantowej *n* i pobocznej liczby kwantowej *l* dla niesparowanego elektronu w tym jonie.

Schemat klatkowy elektronów walencyjnych	Główna liczba kwantowa *n*	Poboczna liczba kwantowa *l*

Wskazówki do rozwiązania zadania

a)
Na podstawie położenia atomu miedzi w układzie okresowym należy napisać konfigurację elektronową atomu tego pierwiastka w stanie podstawowym $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$. Skrócony zapis konfiguracji jego jonu to Cu^{2+}: [Ar] $3d^9$. Napisanie skróconego zapisu konfiguracji danego atomu polega na porównaniu konfiguracji atomu w stanie podstawowym z zapisem konfiguracji elektronowej gazu szlachetnego poprzedzającego go w układzie okresowym (w tym przypadku – argonu). Atom miedzi, tworząc kation Cu^{2+}, oddaje 1 elektron z podpowłoki 4*s* i 1 elektron z podpowłoki 3*d*.

b)
Rozwiązanie tej części zadania wymaga znajomości reguły Hunda, zgodnie z którą pary elektronów (↑↓) tworzą się dopiero po zapełnieniu wszystkich poziomów orbitalnych danej podpowłoki przez elektrony niesparowane. Liczba elektronów niesparowanych w danej podpowłoce powinna być możliwie największa. Schemat klatkowy elektronów walencyjnych jonu Cu^{2+} przedstawia zapis:

↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑

Z zapisu skróconej konfiguracji elektronowej jonu Cu^{2+} wynika, iż elektrony walencyjne w tym jonie znajdują się na podpoziomie 3*d*, a to pozwala stwierdzić, że główna liczba kwantowa *n* elektronu niesparowanego jest równa 3 i – skoro jest to elektron należący do podpowłoki typu *d* – poboczna liczba kwantowa *l* wynosi 2.

Poprawna odpowiedź

a) Tworzenie kationu Cu^{2+} oznacza oddanie przez atom miedzi <u>1 elektronu z podpowłoki 4*s* i 1 elektronu z podpowłoki 3*d*.</u>

b)

Schemat klatkowy elektronów walencyjnych	Główna liczba kwantowa *n*	Poboczna liczba kwantowa *l*
↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑	3	2

Informacja do zadań 18.–20.
Liczba atomowa pewnego pierwiastka wynosi 26. W poniższej tabeli przedstawiono masy atomowe i zawartość procentową trwałych izotopów tego pierwiastka występujących w przyrodzie.

Masa atomowa izotopu, u	**Zawartość procentowa izotopu**, % atomów
53,94	5,85
55,93	91,75
56,94	2,12
57,93	0,28

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne,* Gdańsk 2004, s. 202.

Zadanie 18.
Uzupełnij poniższą tabelę. Wpisz symbol opisanego pierwiastka (patrz → informacja do zadań 18.–20.), **symbol bloku konfiguracyjnego (energetycznego), do którego należy ten pierwiastek oraz stosując zapis pełny (podpowłokowy), konfigurację elektronową atomu (w stanie podstawowym) tego pierwiastka.**

Symbol pierwiastka	**Symbol bloku konfiguracyjnego**	**Konfiguracja elektronowa**

Wskazówki do rozwiązania zadania
Wypełnienie tabeli wymaga określenia związku między budową atomu, konfiguracją elektronową a położeniem pierwiastka chemicznego w układzie okresowym. Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, musisz skorzystać z zestawu *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki* – i odnaleźć w układzie okresowym pierwiastek o liczbie atomowej (równej liczbie porządkowej w układzie okresowym) $Z = 26$. Pierwiastkiem tym okazuje się żelazo. Wpisz do tabeli jego symbol. Odczytaj położenie żelaza w układzie okresowym: grupa 8. i okres 4., a więc pierwiastek ten należy do bloku *d* i na podpowłoce 3*d* ma 6 elektronów (na 4*s* – 2 elektrony). Należy wpisać do tabeli symbol bloku konfiguracyjnego i pełną konfigurację atomu w stanie podstawowym, uwzględniającą rozmieszczenie elektronów na wszystkich podpowłokach.

Przykłady poprawnych odpowiedzi

Symbol pierwiastka	Symbol bloku konfiguracyjnego	Konfiguracja elektronowa
Fe	*d*	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ *lub* $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2$ *lub* $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^6$ *lub* $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^6 4s^2$

Zadanie 19.
Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i podkreśl właściwe określenie w każdym nawiasie tak, aby zdania były prawdziwe. Następnie wpisz odpowiednią liczbę odnoszącą się do opisanego pierwiastka (patrz → informacja do zadań 18.–20.) **lub wyjaśnij, dlaczego nie można określić danej wielkości.**
1. Znając liczbę atomową pierwiastka, (można określić liczbę protonów / nie można określić liczby protonów) wchodzących w skład jądra atomu tego pierwiastka.
Liczba protonów lub wyjaśnienie: ..... .
2. Znając liczbę atomową pierwiastka, (można określić liczbę neutronów / nie można określić liczby neutronów) wchodzących w skład jądra atomu tego pierwiastka.

Liczba neutronów lub wyjaśnienie: ..... .
3. Znając liczbę atomową pierwiastka, (można określić ładunek / nie można określić ładunku) jądra atomu tego pierwiastka.
Ładunek jądra atomu lub wyjaśnienie: ..... .
4. Znając liczbę atomową pierwiastka, (można określić liczbę masową / nie można określić liczby masowej) dowolnego izotopu tego pierwiastka.
Liczba masowa lub wyjaśnienie: ..... .

Wskazówki do rozwiązania zadania
Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, trzeba wykazać się znajomością i rozumieniem pojęć: liczba atomowa, liczba masowa, izotop, proton, neutron, ładunek jądra. Musisz pamiętać, że liczba atomowa pierwiastka oznacza liczbę protonów w jądrze. Oczywiste więc jest, że na podstawie podanej informacji można określić liczbę protonów w jądrze – podajemy liczbę protonów równą liczbie atomowej (26). Wiadomo, że atomy o tej samej liczbie atomowej mogą się różnić liczbą neutronów (takie odmiany pierwiastka to izotopy), a więc na podstawie podanej informacji nie można określić liczby neutronów w jądrze. Do rozwiązania tego problemu potrzebna byłaby znajomość liczby masowej. Musisz pamiętać, że jądro atomowe pierwiastka to dodatnio naładowany układ złożony z protonów o dodatnim ładunku elementarnym i obojętnych elektrycznie neutronów. Tak więc na podstawie podanej informacji można określić ładunek jądra (w elementarnych jednostkach ładunku), bo jest on równy liczbie protonów (którą określa liczba atomowa) w jądrze. Wiadomo, że liczba masowa jest sumą protonów i neutronów w jądrze atomu (a atomy o tej samej liczbie atomowej mogą się różnić liczbą neutronów), więc znajomość liczby atomowej nie jest wystarczającą informacją do jej określenia.

Zadanie 20.
Oblicz średnią masę atomową opisanego pierwiastka (patrz → informacja do zadań 18.–20.).

Wskazówki do rozwiązania zadania
Aby rozwiązać zadanie, trzeba wiedzieć, co to jest średnia masa atomowa pierwiastka chemicznego. Średnią masę atomową pierwiastka oblicza się jako średnią ważoną z mas atomowych wszystkich występujących w przyrodzie izotopów danego pierwiastka. Dane potrzebne do rozwiązania zadania podane są w tabeli. Podstaw je do wzoru na średnią ważoną, dokonaj odpowiednich obliczeń i podaj wynik: 55,84 u. Należy przyjąć poprawne zaokrąglenia wyników pośrednich i wyniku końcowego oraz pamiętać o podaniu wyniku z odpowiednią jednostką. Pamiętaj, że wynik zależy od przyjętych zaokrągleń.

Zadanie 21.
Pierwiastek X leży w siódmej grupie i czwartym okresie układu okresowego. Pierwiastek ten tworzy jon prosty X^{2+}. Wszystkie atomy pierwiastka X występujące w przyrodzie mają liczbę masową równą 55.
a) Napisz skróconą konfigurację elektronową jonu X^{2+} w stanie podstawowym.
b) Określ i wpisz do tabeli liczbę protonów i neutronów znajdujących się w jądrze atomu pierwiastka X oraz liczbę elektronów tworzących rdzeń atomu tego pierwiastka.

Pierwiastek X	Liczba cząstek elementarnych znajdujących się w jądrze atomu X	Liczba elektronów znajdujących się w rdzeniu atomu X

Informacja do zadań 22. i 23.
Zależnie od tego, czy pierwiastek dąży do tworzenia jonów dodatnich, czy ujemnych, rozróżnia się pierwiastki elektrododatnie i elektroujemne. Pierwiastki elektroujemne mają wiele elektronów walencyjnych, a pobierając elektrony, tworzą jony ujemne o trwałej konfiguracji elektronowej. Pierwiastki elektrododatnie, oddając elektrony, tworzą jony dodatnie o trwałej konfiguracji.

Na podstawie: K.H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007, s. 89.

Zadanie 22.

a) Uzupełnij poniższe zdanie. Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie tak, aby zdanie było prawdziwe (patrz → informacja do zadań 22. i 23.).

Pierwiastek, którego atom w stanie podstawowym ma następującą konfigurację elektronową: $1s^2\,2s^2 2p^6\,3s^2 3p^6 3d^5\,4s^1$, należy do bloku konfiguracyjnego (*s*/*p*/*d*), jest pierwiastkiem (elektrododatnim/elektroujemnym), a tlenek tego pierwiastka na VI stopniu utlenienia wykazuje właściwości (kwasowe/zasadowe/amfoteryczne).

b) Napisz wzór oraz skróconą konfigurację jonu w stanie podstawowym pierwiastka zidentyfikowanego w podpunkcie a) tego zadania, w którym pierwiastek ten przyjmuje stopień utlenienia równy II.

Zadanie 23.

Atom pewnego pierwiastka ma w stanie podstawowym następującą konfigurację elektronową: $1s^2\,2s^2 2p^6\,3s^2 3p^6 3d^5\,4s^1$

Tlenek i wodorotlenek tego pierwiastka, w których przyjmuje on pewien stopień utlenienia, wykazują właściwości amfoteryczne. Na tym stopniu utlenienia opisany pierwiastek występuje także w postaci jonów prostych (patrz także → informacja do zadań 22. i 23.).

a) Napisz wzór i skróconą konfigurację elektronową tego jonu prostego opisanego pierwiastka.

b) Podaj wartość głównej liczby kwantowej *n* i wartość pobocznej liczby kwantowej *l* opisujących stan dowolnego niesparowanego elektronu walencyjnego w tym jonie.

Zadanie 24.

Poniżej przedstawiono konfigurację elektronową atomów w stanie podstawowym wybranych metali należących do 1. grupy układu okresowego pierwiastków. Metale te oznaczono numerami I, II i III.

I: $1s^2 2s^1$ II: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ III: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Pierwsza energia jonizacji to energia, jaką należy dostarczyć, aby oderwać elektron od obojętnego atomu.

a) Zaznacz poprawne dokończenie zdania.

Najmniejszą pierwszą energię jonizacji ma atom pierwiastka oznaczonego numerem

A. I, ponieważ jego elektron walencyjny jest najmniej oddalony od jądra atomowego.
B. I, ponieważ ma obsadzone elektronami tylko dwie powłoki elektronowe.
C. II, ponieważ jego elektron walencyjny jest najbardziej oddalony od jądra atomowego.
D. III, ponieważ ma najmniejszą elektroujemność.

b) Określ liczbę elektronów w rdzeniu atomu metalu oznaczonego numerem III.

c) Napisz wzór sumaryczny związku metalu oznaczonego numerem II z chlorem i określ charakter wiązania chemicznego (jonowe, kowalencyjne niespolaryzowane, kowalencyjne spolaryzowane), **które w tym związku występuje.**

Zadanie 25.

Zapisz pełną konfigurację elektronową atomu chromu w stanie podstawowym.

Zadanie 26.
Podaj liczbę elektronów walencyjnych atomu chromu w stanie podstawowym, obsadzających wyłącznie powłokę elektronową opisaną główną liczbą kwantową *n*=3.

Zadanie 27.
Podaj wartość pobocznej liczby kwantowej *l* dla jednego z elektronów walencyjnych atomu chromu, obsadzających najdalej położoną od jądra atomu powłokę elektronową.

Informacja do zadań 28.–31.
Jądra atomowe, w których stosunek liczby neutronów do liczby protonów przekracza znacznie wartość 1, ulegają przemianom nazywanym promieniotwórczymi. W przemianach tych zachowana jest zarówno masa, jak i ładunek elektryczny, a produktami tych przemian mogą być: jądra $^{4}_{2}\mathrm{He}$ nazywane cząstkami α, elektrony nazywane cząstkami β^{-}, jądra innych pierwiastków, a także neutrony. Cząstki niebędące składnikami jądra atomowego powstają na skutek przemian zachodzących pomiędzy nukleonami, czyli cząstkami tworzącymi jądro atomu. Wielkością charakteryzującą przemiany promieniotwórcze jest okres półtrwania jądra pierwiastka aktywnego promieniotwórczo, zdefiniowany jako czas, po którym pozostaje połowa liczby aktywnych jąder tego pierwiastka. Przykładem pierwiastka ulegającego przemianom promieniotwórczym jest pluton. Izotop plutonu $^{239}_{94}\mathrm{Pu}$, jako produkt przemiany zachodzącej z emisją cząstki β^{-} izotopu neptunu o liczbie masowej równej 239, po raz pierwszy został wyodrębniony w 1941 r. przez grupę badaczy McMillana i Seaborga. Ta sama grupa badawcza odkryła go w 1942 r. w rudach uranu w ilości około 10^{-9}%. Izotop ten jest uważany za najtrwalszy produkt rozpadu izotopu uranu o liczbie masowej równej 238.

Na podstawie: A. Czerwiński, *Energia jądrowa i promieniotwórczość*, Warszawa 1998, s. 50–51, 106–107.

Zadanie 28.
Poniżej przedstawiono równanie przemiany przeprowadzonej przez McMillana i Seaborga (patrz → informacja do zadań 28.–31.).

$$^{238}_{92}\mathrm{U} + {}^{2}_{1}\mathrm{H} \rightarrow 2\,{}^{A}_{Z}\mathrm{X} + {}^{238}_{93}\mathrm{Np}$$

W równaniu tym symbolem X oznaczono cząstkę, która – obok izotopu $^{238}_{93}\mathrm{Np}$ – jest produktem tej przemiany.
Ustal wartość liczby atomowej *Z* i wartość liczby masowej *A* cząstki X oraz podaj jej nazwę.

Zadanie 29.
Uzupełnij tekst tak, aby powstały zdania prawdziwe, wpisując w odpowiedniej formie gramatycznej określenia wybrane spośród podanych poniżej.

proton, elektron, neutron, dodatni, obojętny, ujemny, większy, mniejszy

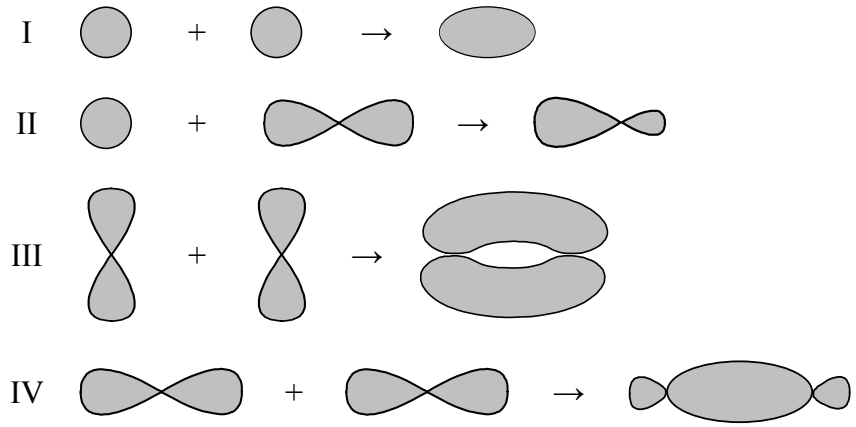
Podczas przemiany promieniotwórczej przeprowadzonej przez zespół McMillana i Seaborga w 1941 r. (patrz → informacja do zadań 28.–31.) izotop plutonu o liczbie masowej równej 239 otrzymano w wyniku rozpadu β^{-} izotopu neptunu o liczbie masowej równej 239. W trakcie tej przemiany zostaje wyemitowany ……....., czyli cząstka o …… ładunku i masie równej $9{,}11 \cdot 10^{-31}$ kg. Liczba neutronów zawartych w jądrze otrzymanego izotopu jest o 1 ……..…….. od liczby neutronów zawartych w jądrze izotopu wyjściowego.

Zadanie 30.
Wyjaśnij, dlaczego podczas przemiany promieniotwórczej zaobserwowanej przez zespół McMillana i Seaborga w 1941 r. (patrz → informacja do zadań 28.–31.) **doszło do emisji cząstki, która nie jest składnikiem jądra atomowego. Dlaczego przemianę tę nazywamy przemianą jądrową?**

Zadanie 31.
Okres półtrwania $\tau_{1/2}$ izotopu $^{238}_{93}\mathrm{Np}$ otrzymanego przez McMillana i Seaborga (patrz → informacja do zadań 28.–31.) wynosi 50 h 48 min 28 s. Masa próbki tego izotopu neptunu po 16,936 dniach od zakończenia eksperymentu wyniosła 526 ng.
Oblicz początkową masę próbki izotopu $^{238}_{93}\mathrm{Np}$ otrzymanej przez grupę amerykańskich badaczy. Wynik podaj w mikrogramach w zaokrągleniu do jedności.

1.3. Wiązania chemiczne

Zadanie 32.
W teorii orbitali molekularnych powstawanie wiązań chemicznych typu σ lub π wyjaśnia się, stosując do opisu tych wiązań orbitale cząsteczkowe odpowiedniego typu (σ lub π), które można utworzyć w wyniku właściwego nakładania odpowiednich orbitali atomowych atomów tworzących cząsteczkę. Na poniższych schematach zilustrowano powstawanie orbitali cząsteczkowych.



Na podstawie: K.H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007, s. 111–120.

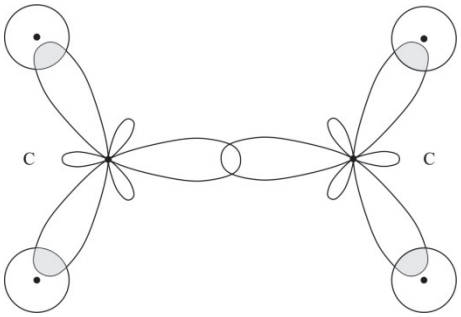
Dane są cząsteczki: Cl_2, H_2, HF.
Ustal, nakładanie jakich orbitali atomowych (*s* czy *p*) **obu atomów należy koniecznie uwzględnić, aby wyjaśnić tworzenie wiązań w cząsteczkach o podanych powyżej wzorach. W tym celu przyporządkuj każdemu wzorowi odpowiedni numer schematu.**

Wskazówki do rozwiązania zadania
Rozwiązanie zadania, należy rozpocząć od analizy budowy cząsteczek, których wzory podano w zadaniu, czyli H_2, Cl_2, HF.
Wiązanie atomowe, w którym 2 biorące w nich udział orbitale atomowe łączą się wzdłuż 1 osi, tworząc orbital cząsteczkowy o symetrii osiowej, nazywamy wiązaniem sigma σ. W cząsteczce wodoru (H_2) występuje wiązanie *s*-*s*-σ, ponieważ obydwa uczestniczące w nim orbitale atomowe to orbitale *s* (należy przyporządkować schemat oznaczony numerem I). Nakładanie się pojedynczo obsadzonych orbitali *p* 2 atomów chloru prowadzi do utworzenia orbitalu *p*-*p*-σ, który obydwa atomy chloru łączy w cząsteczkę. W cząsteczce chloru (Cl_2) występuje więc wiązanie *p*-*p*-σ (należy przyporządkować schemat oznaczony numerem IV). W cząsteczce fluorowodoru (HF) pojedynczo obsadzony orbital *s* atomu wodoru i pojedynczo obsadzony orbital *p* atomu fluoru połączone zostały w całkowicie obsadzony orbital cząsteczkowy *s*-*p*-σ. Powstający orbital *s*-*p*-σ o symetrii osiowej stanowi wiązanie *s*-*p*-σ (należy przyporządkować schemat oznaczony numerem II).

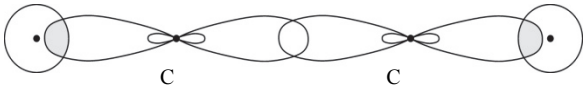
Poprawna odpowiedź
Cl_2: IV
H_2: I
HF: II

Zadanie 33.
Na poniższych rysunkach przedstawiono schemat oddziaływania orbitali zhybrydyzowanych atomów węgla i orbitali 1*s* atomów wodoru, w którego wyniku powstają wiązania chemiczne w cząsteczkach pewnych węglowodorów.

Rysunek I



Rysunek II



Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2011, s. 157.

a) Wypełnij tabelę, wpisując literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F – jeżeli jest fałszywe.

Zdanie	P/F
1. Rysunek I przedstawia przestrzenne rozmieszczenie wiązań chemicznych w cząsteczce, w której każdy atom węgla ma hybrydyzację sp^3.	
2. Rysunek II przedstawia przestrzenne rozmieszczenie wiązań chemicznych w cząsteczce, w której każdy atom węgla ma hybrydyzację *sp*.	
3. Węglowodór, którego kształt cząsteczki przedstawiono na rysunku I, jest bardziej reaktywny niż węglowodór, którego kształt cząsteczki ilustruje rysunek II.	

b) Wypełnij tabelę, wpisując liczbę wiązań σ i liczbę wiązań π w cząsteczkach, których kształt przedstawiono na rysunkach I i II.

Numer rysunku	Liczba wiązań σ	Liczba wiązań π
I		
II		

Wskazówki do rozwiązania zadania
a)
Na rysunku I przedstawiono schemat powstawania wiązań w cząsteczce węglowodoru, w której skład wchodzą 2 atomy węgla i 4 atomy wodoru. Oba atomy węgla są równocenne (mają identyczne właściwości). Każdy z nich jest połączony z 2 atomami wodoru i z atomem węgla. Z przedstawionego schematu wynika, że w powłoce walencyjnej każdego atomu węgla są 3 równocenne orbitale zhybrydyzowane (hybrydy), których oddziaływanie z orbitalami 1*s* 2 atomów wodoru i orbitalem zhybrydyzowanym drugiego atomu węgla prowadzi do powstania cząsteczki płaskiej: wszystkie tworzące ją atomy leżą w jednej płaszczyźnie, a osie wiązań C–H i C–C budujących jej szkielet przecinają się pod kątem 120º. Stan, w którym w powłoce walencyjnej atomu węgla istnieją 3 równocenne orbitale zhybrydyzowane, wymaga założenia, że powstały one w wyniku „wymieszania" również 3 (różnych) walencyjnych orbitali atomowych: 1 podpowłoki 2*s* i 2 podpowłoki 2*p*, co zapisujemy symboliczne jako sp^2.
Na rysunku II przedstawiono schemat powstawania wiązań w cząsteczce węglowodoru, w której skład wchodzą 2 atomy węgla i 2 atomy wodoru. Oba atomy węgla są równocenne. Każdy z nich jest połączony z atomem wodoru i z atomem węgla. Z przedstawionego

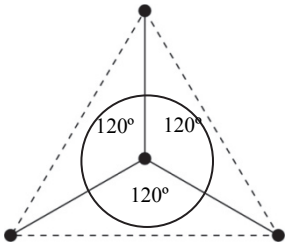
schematu wynika, że w powłoce walencyjnej każdego atomu węgla są dwa równocenne orbitale zhybrydyzowane, których oddziaływanie z orbitalem 1*s* atomu wodoru i orbitalem zhybrydyzowanym drugiego atomu węgla prowadzi do powstania cząsteczki liniowej: wszystkie tworzące ją atomy leżą na jednej prostej. Stan, w którym w powłoce walencyjnej atomu węgla istnieją 2 równocenne orbitale zhybrydyzowane, wymaga założenia, że powstały one w wyniku „wymieszania" również 2 (różnych) walencyjnych orbitali atomowych: 1 podpowłoki 2*s* i 1 podpowłoki 2*p*, co zapisujemy symboliczne jako *sp*.
Na tej podstawie możemy stwierdzić, że zdanie 1. jest fałszywe – atomom węgla w cząsteczce związku chemicznego I przypisuje ono hybrydyzację sp^3 zamiast sp^2, zaś zdanie 2. jest prawdziwe.
Aby rozstrzygnąć, czy prawdziwe jest zdanie 3., powinniśmy rozważyć, który związek jest bardziej reaktywny. Ponieważ oba są węglowodorami, których cząsteczki zbudowane są z 2 atomów węgla, reaktywność tych związków będzie zależała od typu i krotności wiązania między atomami węgla. Widzimy, że w przypadku cząsteczki, której schemat przedstawiono na rysunku I, przy każdym atomie węgla pozostaje 1 elektron walencyjny orbitalu 2*p*, a oś tego orbitalu jest prostopadła do płaszczyzny cząsteczki. W wyniku oddziaływania 2 orbitali 2*p* obu atomów węgla (bocznego „nałożenia") powstaje orbital molekularny typu π. W cząsteczce tej atomy węgla są więc połączone wiązaniem podwójnym. W cząsteczce, której szkielet ilustruje rysunek II, przy każdym atomie węgla pozostają 2 orbitale podpowłoki 2*p*, w wyniku ich oddziaływania powstaną zatem 2 orbitale molekularne typu π, a więc w tym przypadku wiązanie między atomami węgla jest potrójne i dlatego związek II jest bardziej reaktywny. Zdanie 3. jest wobec tego fałszywe.
b)
Rozważania przeprowadzone w części a) zadania pomogą w rozwiązaniu jego części b). Wiemy już, że w cząsteczce I występuje 1 wiązanie π, a w cząsteczce II – 2 wiązania π. Musimy jeszcze policzyć wiązania typu σ w każdej cząsteczce, pamiętając, że tego typu wiązanie zawsze powstaje jako pierwsze, więc wszystkie wiązania pojedyncze są wiązaniami σ. W cząsteczce I jest ich 5 (4 wiązania C–H i 1 C–C), a w cząsteczce II są one 3 (2 wiązania C–H i 1 C–C).

Poprawna odpowiedź
a) 1. F
2. P
3. F
b)

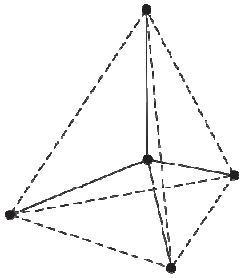
Numer rysunku	Liczba wiązań σ	Liczba wiązań π
I	5	1
II	3	2

Informacja do zadań 34. i 35.
Na rysunkach przedstawiono przestrzenne rozmieszczenie wiązań chemicznych tworzonych przez orbitale zhybrydyzowane atomów węgla w cząsteczkach dwóch węglowodorów. Punktami schematycznie oznaczono położenie środków atomów połączonych tymi wiązaniami, linią ciągłą – osie wiązań, a linią przerywaną – kontury figury geometrycznej, w której narożach znajdują się atomy otaczające atom centralny. Hybrydyzacja polegająca na wymieszaniu 1 orbitalu *s* oraz 3 orbitali *p* daje hybrydyzację tetraedryczną ze względu na skierowanie orbitali zhybrydyzowanych ku narożom tetraedru. Wymieszanie 1orbitalu *s* oraz 2 orbitali *p* daje hybrydyzację trygonalną. Wiązania utworzone za pomocą tych orbitali leżą w tej samej płaszczyźnie, a kąty pomiędzy nimi wynoszą 120°.

Rysunek I



Rysunek II



Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2011, s. 151, 152, 155,156.

Zadanie 34.

Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie tak, aby zdania były prawdziwe (patrz → informacja do zadań 34. i 35.).

1. Rysunek I przedstawia przestrzenne rozmieszczenie wiązań chemicznych tworzonych przez orbitale zhybrydyzowane atomów węgla w cząsteczkach (metanu/etenu/etynu), a rysunek II – w cząsteczkach (metanu/etenu/etynu).
2. W cząsteczce węglowodoru, której strukturę przedstawia rysunek I, (występuje/ nie występuje) wiązanie typu π, dlatego węglowodór ten ulega reakcjom (substytucji/addycji) i (powoduje odbarwienie /nie powoduje odbarwienia) wody bromowej.

Wskazówki do rozwiązania zadania

Rysunek I przedstawia schemat takiego oddziaływania orbitali zhybrydyzowanych atomów węgla i orbitali 1*s* atomów wodoru, w którego wyniku powstają wiązania chemiczne w cząsteczce o strukturze trygonalnej (hybrydyzacja sp^2), a rysunek II – w cząsteczce o strukturze tetraedrycznej (hybrydyzacja sp^3). Węglowodorem I jest więc związek, w którego cząsteczkach atom węgla wykorzystuje 3 elektrony walencyjne z 3 równocennych orbitali zhybrydyzowanych na wytworzenie wiązań z 3 sąsiednimi atomami – wiązania te tworzą płaski szkielet cząsteczki. Spośród węglowodorów wymienionych w zdaniu 1. taką strukturę mają jedynie cząsteczki etenu (cząsteczki metanu mają budowę tetraedryczną, a etynu – liniową). W cząsteczkach etenu występuje wiązanie podwójne, związek ten jest więc węglowodorem nienasyconym.

Rysunek II przedstawia taką strukturę, w której atom centralny tworzy 4 wiązania z innymi atomami, jest ona tetraedryczna. Spośród węglowodorów wymienionych w zdaniu 1. taką strukturę mają jedynie cząsteczki metanu, wszystkie występujące w nich wiązania są pojedyncze – metan jest związkiem nasyconym.

W ten sposób możemy uzupełnić zdanie 1., wybierając w pierwszym nawiasie słowo *etenu*, a w drugim słowo *metanu*.

Aby poprawnie uzupełnić zdanie 2., należy ponownie zwrócić uwagę na krotność wiązania C–C w cząsteczkach etenu i metanu. W przypadku wiązań wielokrotnych jedno wiązanie jest wiązaniem typu σ, a każde następne – wiązaniem typu π. W cząsteczce etenu między atomami węgla występuje wiązanie podwójne – 1 wiązanie σ i 1 wiązanie π, a w cząsteczce metanu występują tylko wiązania pojedyncze, a więc wiązania σ (w obu cząsteczkach wiązania C–H są wiązaniami pojedynczymi). Z rodzajem wiązań występujących w cząsteczkach związku wiążą się jego właściwości. Związki mające w cząsteczce wiązania π (związki nienasycone) są bardziej reaktywne chemicznie niż związki, w których cząsteczkach występują tylko wiązania σ (związki nasycone). Eten jest więc bardziej reaktywny niż metan. Należy przypomnieć, że dla związku nienasyconego charakterystyczne są reakcje addycji – dzięki wiązaniu π, którego obecność potwierdza się w reakcji z wodą bromową. Atomy bromu zostają przyłączone do atomów węgla po rozerwaniu wiązania π. W czasie reakcji

obserwujemy, że woda bromowa odbarwia się. Wiedząc to, możemy wybrać kolejno następujące określenia: *występuje*, *addycji*, *powoduje odbarwienie*.

Zadanie 35.

a) Spośród odczynników wymienionych poniżej wybierz <u>wszystkie</u> te, które pozwolą na odróżnienie węglowodoru o strukturze przestrzennej przedstawionej na rysunku I od węglowodoru o strukturze przedstawionej na rysunku II (patrz → informacja do zadań 34. i 35.).

Br_2 (aq), $KMnO_4$ (aq), świeżo wytrącony $Cu(OH)_2$, KOH (aq) i roztwór fenoloftaleiny

b) Napisz, jakie zmiany możliwe do zaobserwowania podczas reakcji <u>każdego wybranego odczynnika</u> z węglowodorami o strukturach przedstawionych na rysunkach I i II, pozwalają na odróżnienie tych węglowodorów.

c) Uzasadnij swój wybór odczynników, pisząc odpowiednie równania reakcji.

Wskazówki do rozwiązania zadania

Rozwiązując to zadanie, wykorzystaj informacje z poprzedniego rozwiązania. Znając typ hybrydyzacji atomów węgla w prostych cząsteczkach węglowodorów i odpowiadającą im strukturę, można zidentyfikować te związki. Rysunek I przedstawia strukturę przestrzenną etenu, rysunek II – metanu. W cząsteczce etenu występuje wiązanie π, jest on więc bardziej reaktywny niż metan, w którego cząsteczkach obecne są tylko pojedyncze wiązania σ. Wykrywaniu wiązania π w cząsteczce węglowodoru nienasyconego służy reakcja z wodą bromową lub z wodnym roztworem manganianu(VII) potasu. Należy przypomnieć, że związek nienasycony bierze udział w reakcjach addycji dzięki obecności wiązania π w jego cząsteczkach. W reakcji z wodą bromową atomy bromu zostają przyłączone do atomów węgla po rozerwaniu wiązania π i woda bromowa odbarwia się. Woda bromowa Br_2 (aq) ma barwę brunatnopomarańczową (w zależności od stężenia bromu barwa ta jest jaśniejsza lub ciemniejsza). Roztwór $KMnO_4$ o zabarwieniu fioletowym ma właściwości utleniające i utlenia eten do alkoholu dihydroksylowego, a sam redukuje się do MnO_2, obserwujemy powstawanie brunatnego osadu. Na podstawie obserwacji można napisać odpowiednie równania reakcji, pamiętając o dobraniu współczynników stechiometrycznych.

Zadanie 36.

Dwa pierwiastki X i Y tworzą związek chemiczny, w którego cząsteczkach atom pierwiastka X jest atomem centralnym, a wszystkie połączone z nim atomy pierwiastka Y są równocenne. Pierwiastek X znajduje się w 13. grupie układu okresowego pierwiastków chemicznych, w rdzeniu atomowym ma 2 elektrony. Pierwiastek Y znajduje się w 3. okresie i jego atom tworzy trwały jon prosty o wzorze Y^-.

a) Napisz wzór sumaryczny związku pierwiastka X i Y, podaj typ hybrydyzacji (*sp*, sp^2, sp^3) **atomu pierwiastka X w cząsteczce tego związku oraz określ budowę przestrzenną** (liniowa, trójkątna, tetraedryczna) **tej cząsteczki.**

b) Określ charakter wiązania chemicznego (jonowe, kowalencyjne niespolaryzowane, kowalencyjne spolaryzowane) **występującego w opisanym związku.**

c) Określ stosunek masowy i stosunek molowy pierwiastka X do pierwiastka Y w opisanym związku chemicznym.

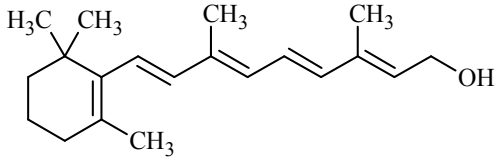
Zadanie 37.

Cząsteczka arsenowodoru AsH_3 ma kształt piramidy o podstawie trójkąta równobocznego, w którego narożach znajdują się środki atomów wodoru.

Napisz wzór elektronowy cząsteczki arsenowodoru, zaznaczając kreskami wiązania chemiczne i wolne pary elektronowe. Określ typ hybrydyzacji atomu arsenu w cząsteczce tego związku chemicznego.

Zadanie 38.

Witamina A to zbiorcza nazwa organicznych związków chemicznych z grupy retinoidów pełniących w organizmie funkcję niezbędnego składnika pokarmowego. Podstawową formą, w jakiej występuje witamina A, jest retinol, czyli cząsteczka o następującym wzorze:



Podaj liczbę atomów węgla o typie hybrydyzacji sp^2 występujących w cząsteczce retinolu.

1.4. Kinetyka i statyka chemiczna

Informacja do zadań 39. i 40.
Żelazo tworzy jony proste Fe^{2+} i Fe^{3+}. Jony te ulegają w roztworach wodnych hydratacji, przyłączając 4 lub 6 cząsteczek wody. Najbardziej pospolitymi kompleksami kationowymi żelaza są heksaakwakompleksy występujące między innymi w roztworach soli żelaza(II) i żelaza(III). Jony te wykazują słabe właściwości kwasowe:

I $[Fe(H_2O)_6]^{2+} + H_2O \rightleftarrows [Fe(H_2O)_5(OH)]^{+} + H_3O^{+}$ $\qquad K_a = 10^{-9,5}$

II $[Fe(H_2O)_6]^{3+} + H_2O \rightleftarrows [Fe(H_2O)_5(OH)]^{2+} + H_3O^{+}$ $\qquad K_a = 10^{-3,05}$

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004, s. 934.

Zadanie 39.
Określ, które jony – żelaza(II) czy żelaza(III) – wykazują słabsze właściwości kwasowe (patrz → informacja do zadań 39. i 40.) **i uzasadnij swoją odpowiedź.**

Wskazówki do rozwiązania zadania
Aby ocenić, które jony – żelaza(II) czy żelaza(III) – wykazują słabsze właściwości kwasowe, musisz porównać podane w informacji do zadania wartości stałych dysocjacji. Im większa wartość stałej dysocjacji, tym silniejsze właściwości kwasowe.

Przykład poprawnej odpowiedzi
Słabsze właściwości kwasowe wykazują jony żelaza(II), ponieważ $10^{-9,5} < 10^{-3,05}$.

Zadanie 40.
Dla przemiany oznaczonej numerem II (patrz → informacja do zadań 39. i 40.) **napisz wzory kwasów i zasad, które zgodnie z teorią Brønsteda tworzą sprzężone pary.**

Wskazówki do rozwiązania zadania
Aby rozwiązać zadanie, musisz skorzystać z informacji do zadania w celu odniesienia się do wskazanej w poleceniu przemiany. Ponadto trzeba wiedzieć, że w teorii Brønsteda pojęcia kwasu i zasady odnoszą się do procesów przenoszenia protonów. Tak więc kwasy to cząsteczki i jony oddające protony, a zasady to cząsteczki i jony przyjmujące protony. Zauważ, że każdemu donorowi protonów odpowiada akceptor protonów, czyli każdemu kwasowi odpowiada zasada. Między dwiema sprzężonymi parami kwas-zasada do reakcji dochodzi wtedy, kiedy proton oddany przez jedną z par przyjmowany jest przez parę drugą:

kwas 1			$\rightleftarrows$	zasada 1	+	proton
proton	+	zasada 2	$\rightleftarrows$	kwas 2		
kwas 1	+	zasada 2	$\rightleftarrows$	zasada 1	+	kwas 2

Przykład poprawnej odpowiedzi

Sprzężone pary	
Kwas 1: $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$	Zasada 1: $[Fe(H_2O)_5(OH)]^{2+}$
Kwas 2: H_3O^{+}	Zasada 2: H_2O
lub	
Kwas 1: H_3O^{+}	Zasada 1: H_2O
Kwas 2: $[Fe(H_2O)_6]^{3+}$	Zasada 2: $[Fe(H_2O)_5(OH)]^{2+}$

Informacja do zadań 41. i 42.
Reakcja syntezy amoniaku przebiega zgodnie z równaniem:

$$N_2(g) + 3H_2(g) \rightleftarrows 2NH_3(g) \quad \Delta H = -92{,}4\ \text{kJ}$$

Na położenie stanu równowagi tej reakcji wpływ mają temperatura i ciśnienie.
W poniższej tabeli przedstawiono równowagowe zawartości amoniaku (w procentach objętościowych) w stechiometrycznej mieszaninie azotu i wodoru pod różnym ciśnieniem i w różnych temperaturach.

Temperatura, °C	**Ciśnienie**, MPa				
	0,1	3	10	20	100
200	15,2	67,6	80,6	85,8	98,3
300	2,18	31,8	52,1	62,8	92,6
400	0,44	10,7	25,1	36,3	79,8
500	0,129	3,62	10,4	17,6	57,5
600	0,049	1,43	4,47	8,25	31,4
700	0,0223	0,66	2,14	4,11	12,9
900	0,000212	0,0044	0,13	0,44	0,87

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004, s. 649.

Zadanie 41.
a) Dokonaj analizy danych zawartych w tabeli (patrz → informacja do zadań 41. i 42.) **i uzupełnij poniższe zdanie. Podkreśl właściwe określenie w każdym nawiasie.**
Po ustaleniu się stanu równowagi ilość amoniaku w układzie jest tym większa, im (niższa/wyższa) jest temperatura oraz im (niższe/wyższe) jest ciśnienie.
b) Uzasadnij na podstawie reguły przekory Le Chateliera zmianę zawartości amoniaku w stechiometrycznej mieszaninie azotu i wodoru w zależności od ciśnienia i temperatury.

Wskazówki do rozwiązania zadania
a)
Rozwiązanie zadania wymaga odczytania i zinterpretowania danych zawartych w zamieszczonej tabeli. Na podstawie danych musisz ustalić, jak zmienia się zawartość procentowa amoniaku w mieszaninie równowagowej ze zmianą temperatury i ze zmianą ciśnienia. Z danych tych wynika, że wraz ze wzrostem temperatury (przy stałym ciśnieniu) zmniejsza się wydajność otrzymywania amoniaku, np. przy ciśnieniu 0,1 MPa zawartość amoniaku w mieszaninie wynosi 15,2% w temperaturze 200°C, 0,129% w temperaturze 500°C, 0,000212% w temperaturze 900°C. Natomiast wraz ze wzrostem ciśnienia (w stałej temperaturze) zwiększa się wydajność otrzymywania amoniaku, np. w temperaturze 400°C zawartość amoniaku w mieszaninie wynosi 0,44% pod ciśnieniem 0,1 MPa, 25,1% pod ciśnieniem 10 MPa, 79,8% pod ciśnieniem 100 MPa.
b)
Rozwiązanie zadania wymaga znajomości reguły przekory Le Chateliera. Trzeba wiedzieć, że układ będący w stanie równowagi przeciwdziała zmianom wywieranym przez czynniki zewnętrzne naruszające jego równowagę, w wyniku czego w układzie zachodzą zmiany i ponownie ustala się stan równowagi. Zauważ, że reakcja syntezy amoniaku jest reakcją egzotermiczną ($\Delta H < 0$), ciepło jest wydzielane, a więc wzrost temperatury, czyli dostarczanie ciepła, jest niekorzystne dla tworzenia amoniaku. Zauważ również, że w wyniku syntezy amoniaku następuje zmiana objętości – z 4 moli gazowych substratów powstają 2 mole gazowego produktu. Tak więc zwiększenie ciśnienia wywieranego na układ jest korzystne dla tworzenia amoniaku.

Zadanie 42.
Zależność wiążąca wszystkie parametry określające stan gazowy materii, czyli podająca zależność pomiędzy ciśnieniem (*p*), objętością (*V*), temperaturą (*T*) oraz liczbą moli gazu (*n*) zwana jest równaniem stanu gazu doskonałego lub równaniem Clapeyrona. Równanie ma postać:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

R oznacza uniwersalną stałą gazową. Wartość *R* odczytaną z zestawu *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki* można używać w równaniu Clapeyrona, jeżeli *p* wyrażone jest w paskalach, *V* w metrach sześciennych, *n* w molach i *T* w kelwinach.
Oblicz, ile moli amoniaku znajduje się w 2 m^3 mieszaniny reakcyjnej w temperaturze 300°C i pod ciśnieniem 10 MPa (10^7 Pa) po ustaleniu stanu równowagi (patrz → informacja do zadań 41. i 42.).

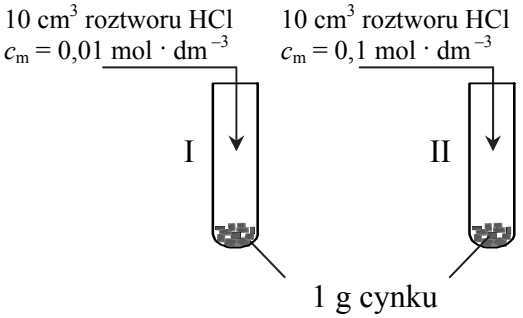
Wskazówki do rozwiązania zadania
Aby rozwiązać zadanie, trzeba skorzystać z informacji, w której podano zależność pomiędzy ciśnieniem, objętością, temperaturą oraz liczbą moli gazu wyrażoną równaniem Clapeyrona ($p \cdot V = n \cdot R \cdot T$). Musisz również odczytać z tabeli, jaki procent mieszaniny równowagowej w temperaturze 300°C i pod ciśnieniem 10 MPa (10^7 Pa) stanowi amoniak (52,1% objętościowych, a więc 52,1% molowych). Z zestawu *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki* odczytujemy wartość uniwersalnej stałej gazowej (R = 8,31 $J \cdot mol^{-1} \cdot K^{-1}$). Dalej, według *I sposobu*, obliczamy objętość amoniaku, np. z proporcji (1,042 m^3). Następnie musimy przeliczyć wartość temperatury ze stopni Celsjusza na kelwiny, bo w podanym wzorze *T* wyrażona jest w kelwinach (573 K). Teraz przekształcamy równanie Clapeyrona, podstawiamy do wzoru wszystkie wielkości i obliczamy liczbę moli amoniaku (2188,33 mola). Możesz też (po odczytaniu z tabeli, jaki procent objętościowy lub molowy mieszaniny równowagowej w temperaturze 300°C i pod ciśnieniem 10^7 Pa stanowi amoniak oraz przeliczeniu wartości temperatury ze stopni Celsjusza na kelwiny) najpierw obliczyć liczbę moli reagentów (4200,25 mola) – jest to *II sposób.* Następnie oblicz liczbę moli amoniaku, np. z proporcji (2188,33 mola), bo zawartość amoniaku w mieszaninie wyrażona w procentach objętościowych jest równa zawartości amoniaku wyrażonej w procentach molowych. Należy przyjąć poprawne zaokrąglenia wyników pośrednich i wyniku końcowego oraz pamiętać o podaniu wyniku z odpowiednią jednostką. Pamiętaj, że wynik zależy od przyjętych zaokrągleń.

Zadanie 43.
Do kolby, w której znajdowało się 990 cm^3 świeżo destylowanej wody, dodano 10 cm^3 kwasu solnego o stężeniu 1 $mol \cdot dm^{-3}$.
Przeczytaj poniższy tekst. Zaznacz odpowiedź A, B, C albo D, w której podano poprawne uzupełnienie luk 1. i 2.
Przed dodaniem kwasu solnego pH świeżo destylowanej wody było równe 7. Po dodaniu kwasu pH **1.** ___. W stosunku do wartości początkowej stężenie jonów wodorowych **2.** ___ .

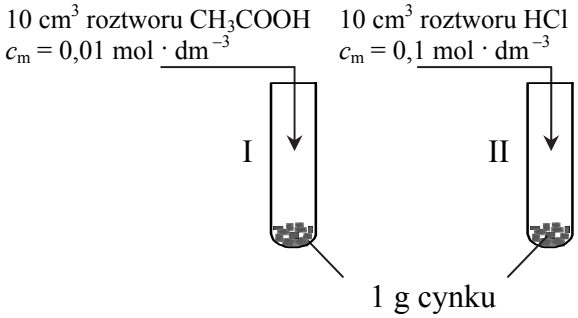
	Luka 1.	**Luka 2.**
A	wzrosło	zmniejszyło się 100 razy
B	wzrosło	zmniejszyło się 1000 razy
C	zmalało	zwiększyło się 10 000 razy
D	zmalało	zwiększyło się 100 000 razy

Zadanie 44.
Przeprowadzono dwa doświadczenia A i B zilustrowane poniższymi rysunkami. W każdej probówce znajdowały się kawałki blaszki cynkowej o masie 1 g i jednakowym stopniu rozdrobnienia.

Doświadczenie A



Doświadczenie B



a) Podaj numer probówki, w której w doświadczeniu A i w doświadczeniu B szybkość reakcji była większa. Uzasadnij swój wybór.

Reakcja kwasu octowego z cynkiem przebiega zgodnie z równaniem:

$$Zn + 2CH_3COOH \rightarrow (CH_3COO)_2Zn + H_2$$

b) Wykonując obliczenia, sprawdź, czy 10 cm^3 roztworu CH_3COOH o stężeniu molowym równym 0,1 mol · dm^{-3} wystarczy do roztworzenia 1 g cynku.

Zadanie 45.
Reakcja wodoru z jodem w fazie gazowej przebiega zgodnie z równaniem:

$$H_2\,(g) + I_2\,(g) \rightleftarrows 2HI\,(g) \qquad \Delta H > 0$$

Do zamkniętego reaktora wprowadzono wodór i pary jodu, uzyskując stężenie początkowe wodoru równe 1,5 mol · dm^{-3}, a jodu 1,0 mol · dm^{-3} i utrzymując stałą temperaturę.
Szybkość reakcji chemicznej zależy od stężenia substratów. Równanie kinetyczne opisujące tę zależność dla syntezy jodowodoru ma postać: $v = k \cdot c_{H_2} \cdot c_{I_2}$,

gdzie v jest szybkością reakcji, k jest stałą szybkości reakcji, która nie zależy od stężeń substratów, a c_{H_2} i c_{I_2} oznaczają stężenia substratów reakcji.

a) Wykonując obliczenia, określ, jak zmieni się (wzrośnie czy zmaleje) **i ile razy szybkość tej reakcji po przereagowaniu 50% początkowej ilości jodu w stosunku do szybkości początkowej.**

b) Oceń, jak zmieni się wydajność tworzenia jodowodoru (wzrośnie, zmaleje, nie zmieni się), **jeżeli w reaktorze, w którym ustaliła się równowaga tej reakcji:**
1) tylko wzrośnie temperatura układu.
2) tylko zmaleje ciśnienie wewnątrz reaktora.
3) tylko zwiększy się ilość jodu.

Zadanie 46.
Reakcja tlenku węgla(IV) z wodorem w fazie gazowej przebiega zgodnie z równaniem:

$$H_2\,(g) + CO_2\,(g) \rightleftarrows CO\,(g) + H_2O\,(g)$$

Do zamkniętego reaktora o objętości 2 dm^3, w którym utrzymywano stałą temperaturę, wprowadzono 6 moli H_2 i 4 mole CO_2. Stan równowagi ustalił się, gdy powstało po 2 mole produktów.
Oblicz stężenia wodoru i tlenku węgla(IV) po ustaleniu się stanu równowagi oraz stężeniową stałą równowagi tej reakcji w temperaturze, która panowała w reaktorze.

Informacja do zadań 47.–52.
Stężeniowa stała równowagi reakcji przebiegającej zgodnie z równaniem:

$H_2\,(g) + CO_2\,(g) \rightleftarrows CO\,(g) + H_2O\,(g)$ $\qquad \Delta H_r^\circ = 41{,}17\ \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

w temperaturze 800 K wynosi 0,24.

Do zamkniętego reaktora o stałej objętości wprowadzono 2 mole CO_2 i 2 mole H_2. W reaktorze, w którym utrzymywano temperaturę 800 K, ustalił się stan równowagi opisanej reakcji.

Na podstawie: W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Warszawa 1997, s. 144.

Zadanie 47.

Napisz wyrażenie na stałą równowagi opisanej reakcji (patrz → informacja do zadań 47.–52.).

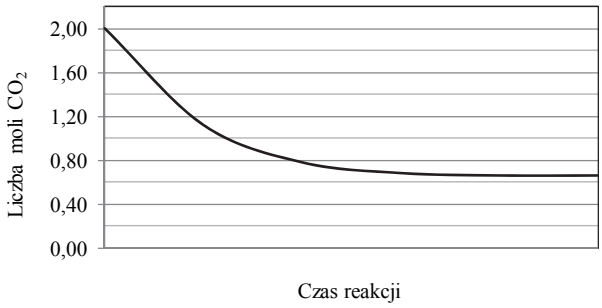
Zadanie 48.

Oblicz, jaki procent początkowej liczby cząsteczek CO_2 i H_2 uległ przekształceniu w CO i H_2O (patrz → informacja do zadań 47.–52.).

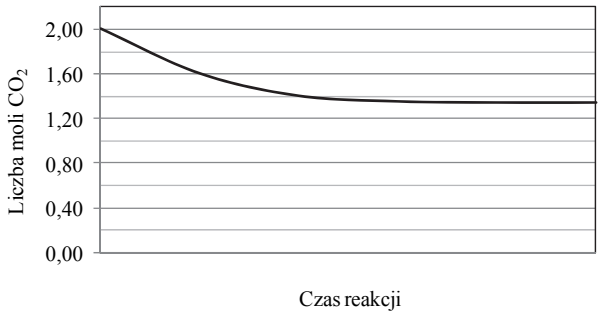
Zadanie 49.

Zaznacz wykres, który ilustruje zmiany liczby moli CO_2 w reaktorze (patrz → informacja do zadań 47.–52.) **od momentu zapoczątkowania reakcji do osiągnięcia przez układ stanu równowagi.**

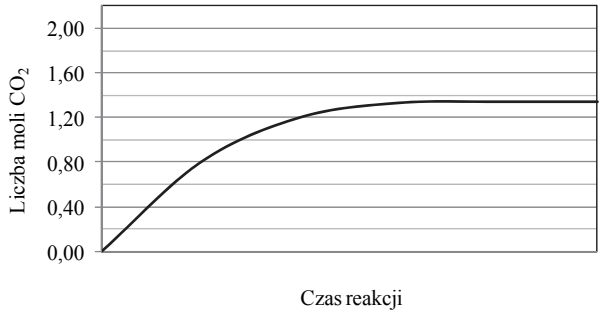
Wykres A



Wykres B



Wykres C



Wykres D

Zadanie 50.

Określ, czy zmniejszenie o połowę objętości zamkniętego reaktora, do którego wprowadzono 2 mole CO_2 i 2 mole H_2, spowoduje w temperaturze 800 K wzrost wydajności tworzenia CO i H_2O w wyniku tej reakcji (patrz → informacja do zadań 47.–52.). **Odpowiedź uzasadnij.**

Zadanie 51.

Określ, czy w temperaturze 400 K stężeniowa stała równowagi opisanej reakcji (patrz → informacja do zadań 47.–52.) **jest większa, czy mniejsza od 0,24. Odpowiedź uzasadnij.**

Zadanie 52.
Do reaktora, w którym ustalił się stan równowagi opisanej reakcji (patrz → informacja do zadań 47.–52.) w temperaturze 400 K, wprowadzono stały bezwodny chlorek wapnia. Związek ten jest substancją silnie higroskopijną. Temperatura topnienia chlorku wapnia wynosi 1048 K.
Oceń, czy wprowadzenie chlorku wapnia do reaktora wpłynęło na wydajność tworzenia CO i H_2O w opisanej reakcji. Odpowiedź uzasadnij.

Informacja do zadań 53. i 54.
Dysocjacja kwasu ortoarsenowego(V) w roztworach wodnych przebiega trójstopniowo.

Etap	Równanie reakcji	Stała dysocjacji
I	$H_3AsO_4 + H_2O \rightleftarrows H_2AsO_4^- + H_3O^+$	$K_{a1} = 5{,}6 \cdot 10^{-3}$
II	$H_2AsO_4^- + H_2O \rightleftarrows HAsO_4^{2-} + H_3O^+$	$K_{a2} = 1{,}7 \cdot 10^{-7}$
III	$HAsO_4^{2-} + H_2O \rightleftarrows AsO_4^{3-} + H_3O^+$	$K_{a3} = 3{,}0 \cdot 10^{-12}$

Podane wartości stałych dysocjacji odnoszą się do temperatury 25 ºC.
Na podstawie: F. Cotton, G. Wilkinson, P. Gaus, *Chemia nieorganiczna*, Warszawa 2002.

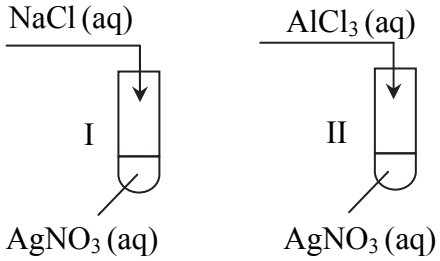
Zadanie 53.
Napisz wzór jonu, którego stężenie w roztworze wodnym kwasu ortoarsenowego(V) jest największe i wzór jonu, którego stężenie w tym roztworze jest najmniejsze (patrz → informacja do zadań 53. i 54.).

Zadanie 54.
Wpisz do tabeli literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F – jeżeli jest fałszywe (patrz → informacja do zadań 53. i 54.).

Zdanie	P/F
1. W etapie II anion diwodoroortoarsenianowy(V) pełni rolę zasady Brønsteda, ponieważ przyłącza proton pochodzący z cząsteczki wody.	
2. W etapie III kation hydroniowy pełni rolę zasady Brønsteda, ponieważ przyłącza proton pochodzący z anionu monowodoroortoarsenianowego(V).	
3. W etapie III anion monowodoroortoarsenianowy(V) pełni rolę kwasu Brønsteda, ponieważ jest donorem protonu dla cząsteczki wody.	

1.5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych

Informacja do zadań 55. i 56.
W dwóch probówkach znajdowało się po 8 cm^3 wodnego azotanu(V) srebra o stężeniu 0,1 mol · dm^{-3}. Do probówki I dodano taką objętość wodnego roztworu chlorku sodu, która zawierała 29,25 mg NaCl, a do probówki II dodano 3 cm^3 wodnego roztworu chlorku glinu o stężeniu 0,2 mol · dm^{-3}. Przebieg doświadczenia zilustrowano poniższym schematem.



W obu probówkach zaszła reakcja chemiczna, którą można przedstawić za pomocą równania:

$$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$$

Zadanie 55.
Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> równania reakcji zachodzących w probówkach I i II (patrz → informacja do zadań 55. i 56.).

Wskazówki do rozwiązania zadania
Rozwiązanie zadania polega na napisaniu, w formie cząsteczkowej, równań reakcji zachodzących podczas doświadczenia w probówkach I i II. W informacji do zadań podano równanie tych reakcji w formie jonowej skróconej. Dodatkowym ułatwieniem są zamieszczone na schemacie doświadczenia wzory substratów. Zapisujemy więc wzory substratów i produktów, a następnie dokonujemy bilansu masy i dobieramy współczynniki stechiometryczne.

Poprawna odpowiedź
Probówka I: $AgNO_3 + NaCl \rightarrow AgCl\downarrow + NaNO_3$
Probówka II: $3AgNO_3 + AlCl_3 \rightarrow 3AgCl\downarrow + Al(NO_3)_3$

Zadanie 56.
a) Wykonaj odpowiednie obliczenia i oceń, czy w obu probówkach nastąpiło całkowite strącenie jonów Ag^+ w postaci osadu (patrz → informacja do zadań 55. i 56.).
b) Oblicz masę osadu AgCl wydzielonego w probówce I.

Wskazówki do rozwiązania zadania
a)
W celu dokonania oceny, czy w probówkach nastąpiło całkowite strącenie jonów Ag^+ w postaci osadu, należy wykonać odpowiednie obliczenia. Na początku oblicz liczbę moli $AgNO_3$ znajdującego się w roztworze (0,0008 mola) jako iloczyn stężenia molowego i objętości roztworu (wielkości dane w zadaniu). Następnie oblicz liczbę moli NaCl potrzebnego do całkowitego strącenia 0,0008 mola jonów Ag^+ w postaci AgCl w probówce I (0,0008 mola) oraz liczbę moli $AlCl_3$ potrzebnego do całkowitego strącenia 0,0008 mola jonów Ag^+ w postaci AgCl w probówce II (0,0002(6) mola). Wielkości te można wyznaczyć

z odpowiednich proporcji na podstawie stechiometrii reakcji, zauważając, że stosunki molowe: $n_{AgCl} : n_{NaCl} = 1 : 1$, a $n_{AgCl} : n_{AlCl_3} = 3 : 1$. W dalszej kolejności oblicz liczbę moli NaCl wprowadzonego do roztworu znajdującego się w probówce I (0,0005 mola) oraz liczbę moli $AlCl_3$ wprowadzonego do roztworu znajdującego się w probówce II (0,0006 mola). W *I sposobie* tę liczbę moli NaCl można obliczyć jako iloraz masy i masy molowej, a w *II sposobie* – z odpowiedniej proporcji. Liczbę moli $AlCl_3$ wprowadzonego do roztworu oblicz jako iloczyn stężenia molowego i objętości roztworu (wielkości dane w zadaniu). Następnie trzeba porównać liczbę moli NaCl i odpowiednio liczbę moli $AlCl_3$ wprowadzonego do roztworu z liczbą moli NaCl i odpowiednio z liczbą moli $AlCl_3$ potrzebnego do całkowitego strącenia 0,0008 mola $AgNO_3$. Jeżeli liczba moli jonów Cl^- wprowadzonych do roztworu jest większa (lub równa) od liczby moli potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag^+ w postaci AgCl, to nastąpi całkowite strącenie jonów Ag^+ w postaci osadu. Porównanie to prowadzi do wniosku, że w probówce I nie nastąpiło całkowite strącenie jonów Ag^+ w postaci osadu, a w probówce II nastąpiło całkowite strącenie jonów Ag^+ w postaci osadu. Należy przyjąć poprawne zaokrąglenia wyników pośrednich i wyniku końcowego oraz pamiętać o podaniu wyniku z odpowiednią jednostką. Pamiętaj, że wynik zależy od przyjętych zaokrągleń.

b)

W celu obliczenia masy osadu wydzielonego w probówce I należy zauważyć, że liczba moli wydzielonego osadu AgCl jest równa liczbie moli NaCl wprowadzonego do roztworu, bo stosunek molowy $n_{AgCl} : n_{NaCl} = 1 : 1$, a liczba moli NaCl wprowadzonego do roztworu jest mniejsza od liczby moli NaCl potrzebnego do całkowitego strącenia jonów A^+. Odpowiednia liczba moli NaCl obliczona została w części a) zadania. Jako że w roztworze znajdującym się w probówce I liczba moli NaCl jest równa 0,0005 mola, to liczba moli wydzielonego osadu AgCl również wynosi 0,0005 mola. Masę AgCl (0,07175 g = 71,75 mg) możesz obliczyć jako iloczyn liczby moli i masy molowej (*I sposób*) lub z odpowiedniej proporcji (*II sposób*). Masa rozpuszczonej soli w probówce I jest do zaniedbania, bo wartość ta jest znikoma. Należy przyjąć poprawne zaokrąglenia wyników pośrednich i wyniku końcowego oraz pamiętać o podaniu wyniku z odpowiednią jednostką. Pamiętaj, że wynik zależy od przyjętych zaokrągleń.

Przykłady poprawnych odpowiedzi

a)

Dane:

$m_{NaCl} = 29{,}25$ mg

$V_{r\,AgNO_3} = 8\ cm^3$

$c_{m\,AgNO_3} = 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$

$V_{r\,AlCl_3} = 3\ cm^3$

$c_{m\,AlCl_3} = 0{,}2\ mol \cdot dm^{-3}$

Szukane:

n_{NaCl}, n_{AlCl_3}, n_{AgNO_3}

Rozwiązanie:

I sposób

Probówka I

Liczba moli $AgNO_3$

$n_{AgNO_3} = c_m \cdot V_r$

$n_{AgNO_3} = 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3} \cdot 0{,}008\ dm^3$

$n_{AgNO_3} = 0{,}0008$ mola

Liczba moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag^+

$n_{AgNO_3} = n_{NaCl}$

$n_{NaCl} = 0{,}0008$ mola

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu

$$n_{NaCl} = \frac{m}{M} = \frac{0{,}02925\ \text{g}}{58{,}5\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0{,}0005\ \text{mola}$$

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu jest mniejsza od liczby moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag^+.

Probówka II

Liczba moli $AgNO_3$

$n_{AgNO_3} = c_m \cdot V_r$

$n_{AgNO_3} = 0{,}1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0{,}008\ \text{dm}^3$

$n_{AgNO_3} = 0{,}0008$ mola

Liczba moli $AlCl_3$ potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag^+

$$\frac{3\ \text{mole}}{0{,}0008\ \text{mola}} = \frac{1\ \text{mol}}{\text{x}} \qquad x = n_{AlCl_3} = 0{,}0002(6)\ \text{mola}$$

Liczba moli $AlCl_3$ wprowadzonych do roztworu

$n_{AlCl_3} = c_m \cdot V_r$

$n_{AlCl_3} = 0{,}2\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0{,}003\ \text{dm}^3$

$n_{AlCl_3} = 0{,}0006$ mola

Liczba moli $AlCl_3$ wprowadzonych do roztworu jest większa od liczby moli $AlCl_3$ potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag^+.

II sposób

Probówka I

Liczba moli $AgNO_3$

$n_{AgNO_3} = c_m \cdot V_r$

$n_{AgNO_3} = 0{,}1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0{,}008\ \text{dm}^3$

$n_{AgNO_3} = 0{,}0008$ mola

Liczba moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag^+

$n_{AgNO_3} = n_{NaCl}$

1 mol $AgNO_3$ —— 1mol NaCl

0,0008 mola $AgNO_3$ —— x $\qquad x = n_{NaCl} = 0{,}0008$ mola

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu

1 mol NaCl —— 58,5 g NaCl

y —— 0,02925 g NaCl $\qquad y = n_{NaCl} = 0{,}0005$ mola

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu jest mniejsza od liczby moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag^+.

Probówka II

Liczba moli $AgNO_3$

$n_{AgNO_3} = c_m \cdot V_r$

$n_{AgNO_3} = 0{,}1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0{,}008\ \text{dm}^3$

$n_{AgNO_3} = 0{,}0008$ mola

Liczba moli $AlCl_3$ potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag^+

3 mole $AgNO_3$ —— 1 mol $AlCl_3$

0,0008 mola $AgNO_3$ —— x $\qquad x = n_{AlCl_3} = 0{,}0002(6)$ mola

Liczba moli $AlCl_3$ wprowadzonych do roztworu

$n_{AlCl_3} = c_m \cdot V_r$

$n_{AlCl_3} = 0{,}2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0{,}003 \text{ dm}^3$

$n_{AlCl_3} = 0{,}0006$ mol

Liczba moli $AlCl_3$ wprowadzonych do roztworu jest większa od liczby moli $AlCl_3$ potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag^+.

Odpowiedź: W probówce I nie nastąpiło całkowite strącenie jonów Ag^+ w postaci osadu. W probówce II nastąpiło całkowite strącenie jonów Ag^+ w postaci osadu.

b)

Dane:

$m_{NaCl} = 29{,}25$ mg

$V_{r\,AgNO_3} = 8 \text{ cm}^3$

$c_{m\,AgNO_3} = 0{,}1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

$V_{r\,AlCl_3} = 3 \text{ cm}^3$

$c_{m\,AlCl_3} = 0{,}2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Szukane:

n_{NaCl}, n_{AlCl_3}, n_{AgNO_3}

Rozwiązanie:

I sposób

Probówka I

Uwaga: Można skorzystać z liczby moli NaCl obliczonych w części a) zadania lub powtórzyć obliczanie liczby moli NaCl w tej części zadania.

Liczba moli $AgNO_3$

$n_{AgNO_3} = c_m \cdot V_r$

$n_{AgNO_3} = 0{,}1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0{,}008 \text{ dm}^3$

$n_{AgNO_3} = 0{,}0008$ mola

Liczba moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag^+

$n_{AgNO_3} = n_{NaCl}$

$n_{NaCl} = 0{,}0008$ mola

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu

$$n_{NaCl} = \frac{m}{M} = \frac{0{,}02925 \text{ g}}{58{,}5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0{,}0005 \text{ mola}$$

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu jest mniejsza od liczby moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag^+.

Liczba moli AgCl

$n_{AgCl} = n_{NaCl}$ wprowadzonych do roztworu

$n_{AgCl} = 0{,}0005$ mola

Masa AgCl

$m_{AgCl} = n \cdot M$

$m_{AgCl} = 0{,}0005 \text{ mola} \cdot 143{,}5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$m_{AgCl} = 0{,}07175 \text{ g} = 71{,}75 \text{ mg}$

II sposób

Uwaga: Można skorzystać z liczby moli NaCl obliczonych w części a) zadania lub powtórzyć obliczanie liczby moli NaCl w tej części zadania.

Liczba moli $AgNO_3$

$n_{AgNO_3} = c_m \cdot V_r$

$n_{AgNO_3} = 0{,}1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}\ 0{,}008 \text{ dm}^3$

$n_{AgNO_3} = 0{,}0008$ mola

Liczba moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag^+

$n_{AgNO_3} = n_{NaCl}$

1 mol $AgNO_3$ —— 1mol NaCl

0,0008 mola $AgNO_3$ —— x $\qquad x = n_{NaCl} = 0{,}0008$ mola

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu

1 mol NaCl —— 58,5 g NaCl

y —— 0,02925 g NaCl $\qquad y = n_{NaCl} = 0{,}0005$ mola

Liczba moli NaCl wprowadzonych do roztworu jest mniejsza od liczby moli NaCl potrzebnych do całkowitego strącenia jonów Ag^+.

Masa AgCl

$n_{AgCl} = n_{NaCl}$ wprowadzonych do roztworu

58,5 g NaCl —— 143,5 g AgCl

0,02925 g NaCl —— z $\qquad z = m_{AgCl} = 0{,}07175$ g = 71,75 mg

Odpowiedź: W probówce I wydzieliło się 71,75 mg (0,07175 g) osadu AgCl.

Zadanie 57.

Iloczyn rozpuszczalności K_{SO} trudno rozpuszczalnej soli to iloczyn stężeń (podniesionych do odpowiednich potęg) jonów tworzących tę sól w stanie równowagi w nasyconym roztworze tej soli. Dla soli typu AB, której dysocjacja przebiega zgodnie z równaniem:

$$AB \rightleftarrows A^{2+} + B^{2-}$$

iloczyn rozpuszczalności $K_{SO} = [A^{2+}] \cdot [B^{2-}]$. Jeżeli w roztworze będą obecne jony A^{2+} oraz B^{2-} i wartość iloczynu ich stężeń będzie mniejsza od wartości iloczynu rozpuszczalności soli AB, to osad tej soli nie wytrąci się. Strącenie osadu nastąpi wtedy, gdy zostanie przekroczona wartość iloczynu rozpuszczalności.

Iloczyn rozpuszczalności K_{SO} siarczanu(VI) baru w temperaturze T wynosi:

$$K_{SO} = [Ba^{2+}] \cdot [SO_4^{2-}] = 1{,}08 \cdot 10^{-10}$$

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne,* Gdańsk 2004, s. 221.

Uzupełnij poniższe zdanie. Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie tak, aby zdanie było prawdziwe.

W temperaturze T (może/nie może) istnieć roztwór, w którym iloczyn stężeń kationów baru i anionów siarczanowych(VI) jest równy $1{,}08 \cdot 10^{-7}$, ponieważ wartość ta jest (mniejsza/większa) od wartości iloczynu rozpuszczalności siarczanu(VI) baru w temperaturze T.

Wskazówki do rozwiązania zadania

Rozwiązanie zadania wymaga analizy i interpretacji tekstu zamieszczonego w informacji do zadania. Należy porównać wartość iloczynu rozpuszczalności siarczanu(VI) baru z iloczynem podanych stężeń kationów baru i anionów siarczanowych(VI) i stwierdzić, że iloczyn rozpuszczalności jest mniejszy od iloczynu ze stężeń jonów, a więc taki roztwór nie może istnieć.

Zadanie 58.
W trzech nieoznakowanych zlewkach umieszczono osobno jednakowe objętości wody, kwasu solnego oraz wodnego roztworu wodorotlenku sodu. Wiadomo ponadto, że stężenia użytego kwasu oraz wodnego roztworu wodorotlenku były jednakowe i równe 0,01 mol · dm^{-3}.

Oceń, czy za pomocą fenoloftaleiny (zakres pH zmiany barwy: 8,2–10) **jako wskaźnika pH oraz możliwości mieszania ze sobą zawartości poszczególnych naczyń, możliwe jest jednoznaczne ustalenie zawartości zlewek. Jeśli uznasz, że jest to możliwe, opisz sposób wykonania takiego doświadczenia oraz podaj obserwacje, które pozwolą na identyfikację zawartości naczyń. Jeśli natomiast uznasz, że takiej możliwości nie ma, przytocz odpowiednie argumenty.**

Wskazówki do rozwiązania zadania
Aby poprawnie rozwiązać zadanie, musisz wiedzieć, jak zachowuje się wskaźnik (w tym przypadku fenoloftaleina) w roztworach o odczynie obojętnym, kwasowym i zasadowym. Ponadto, aby można było jednoznacznie ustalić zawartość zlewek, musisz wziąć pod uwagę fakt, że fenoloftaleina jest wskaźnikiem, który w roztworach o odczynie kwasowym lub bliskim obojętnemu jest bezbarwny, a w roztworach o odczynie zasadowym przyjmuje zabarwienie malinowe (czerwone). Zmiana barwy odbywa się stopniowo w określonym, podanym w poleceniu do zadania, zakresie pH: od barwy bladoróżowej do malinowej – wraz ze wzrostem pH roztworu. Wynika z tego, że po dodaniu kilku kropli alkoholowego roztworu fenoloftaleiny do 3 zlewek, których zawartość opisano w informacji wprowadzającej do zadania, można zaobserwować, że tylko w jednej zlewce wskaźnik przyjął malinowe zabarwienie. Była to zlewka z wodnym roztworem wodorotlenku sodu. Zawartość pozostałych dwóch zlewek (z wodą i z kwasem) pozostała bezbarwna. W celu ich odróżnienia należy zmieszać ich zawartość z roztworem wodorotlenku sodu z fenoloftaleiną. Po dodaniu malinowego roztworu wodorotlenku sodu do kwasu ($V_{NaOH(aq)} = V_{HCl(aq)}$) będzie można zaobserwować całkowite odbarwienie wskaźnika. Zaszła bowiem reakcja chemiczna, którą ilustruje poniższe równanie:

$$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$$

W drugim przypadku, po dodaniu roztworu wodorotlenku sodu z fenoloftaleiną do wody ($V_{NaOH(aq)} = V_{H_2O}$), nie zaobserwuje się odbarwiania wskaźnika.
Niektóre źródła podają, że w roztworach o odczynie skrajnie kwasowym (pH < 0) fenoloftaleina barwi się na pomarańczowo, a w roztworach silnie zasadowych (pH > 13) staje się bezbarwna. Ponieważ jednak stężenia molowe roztworu wodorotlenku sodu i kwasu solnego użytych w opisanym doświadczeniu były równe 0,01 mol · dm^{-3}, oznacza to, że kwas solny miał pH = 2, a roztwór wodorotlenku miał pH = 12, a więc takie, przy których zachowanie fenoloftaleiny jest typowe.

Zadanie 59.
Po zmieszaniu 200 cm^3 kwasu solnego o pH = 1 i 100 cm^3 zasady sodowej o stężeniu molowym równym 0,1 mol · dm^{-3} przebiegła reakcja opisana równaniem:

$$HCl + NaOH \rightarrow NaCl + H_2O$$

Objętość powstałego roztworu była sumą objętości roztworów wyjściowych.

Oblicz wartość pH otrzymanego roztworu. Nie zaokrąglaj obliczonych wyników pośrednich. Wynik końcowy podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

Zadanie 60.

Przygotowano roztwory wodne o stężeniu molowym równym 0,1 mol · dm^{-3} następujących substancji: NaOH, HCl, $Ba(OH)_2$, H_2SO_4, a następnie przeprowadzono 2 reakcje zobojętniania zgodnie z równaniami:

I $NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$

II $Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \rightarrow BaSO_4 + 2H_2O$

Podczas dodawania porcjami kwasu solnego do roztworu wodorotlenku sodu (reakcja I) i roztworu kwasu siarkowego(VI) do roztworu wodorotlenku baru (reakcja II) mierzono przewodnictwo elektryczne roztworu. Moment, w którym przewodnictwo elektryczne roztworu jest najmniejsze, to punkt zobojętnienia.

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne,* Gdańsk 2008, s. 178.

a) Napisz <u>w formie jonowej</u> równania przeprowadzonych reakcji.

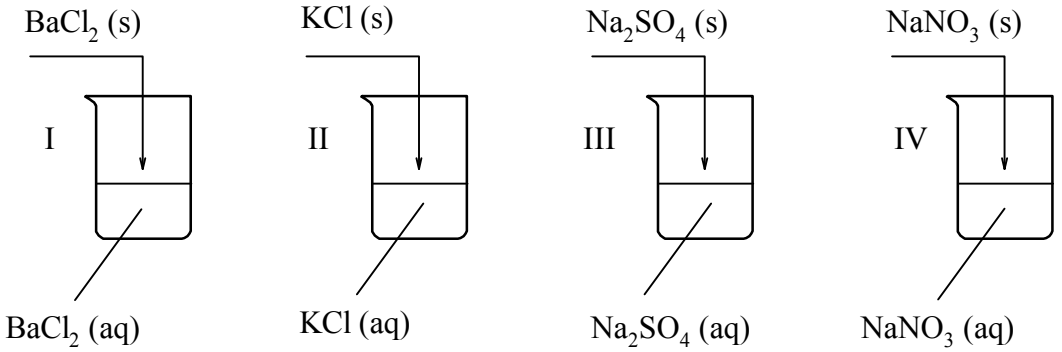
b) Dokończ zdanie, zaznaczając wniosek A lub B i jego uzasadnienie 1. lub 2.

Porównując stężenia molowe jonów w momencie zobojętnienia obu reakcji, można stwierdzić, że w roztworze otrzymanym w reakcji I łączna liczba moli wszystkich obecnych w roztworze jonów jest

A	większa niż w roztworze otrzymanym w reakcji II,	ponieważ powstająca sól jest	1.	rozpuszczalna w wodzie.
B	mniejsza niż w roztworze otrzymanym w reakcji II,		2.	nierozpuszczalna w wodzie.

Zadanie 61.

W czterech zlewkach przygotowano w temperaturze 293 K po 100 g roztworów czterech soli o stężeniu 10% masowych. Następnie do każdej zlewki dosypano po 10 g tych samych soli, utrzymując temperaturę 293 K – zgodnie z poniższym rysunkiem.



Rozpuszczalność tych soli w wodzie w temperaturze 293 K podano w poniższej tabeli.

Substancja	$BaCl_2$	KCl	Na_2SO_4	$NaNO_3$
Rozpuszczalność, g w 100 g wody	35,74	34,03	19,23	87,27

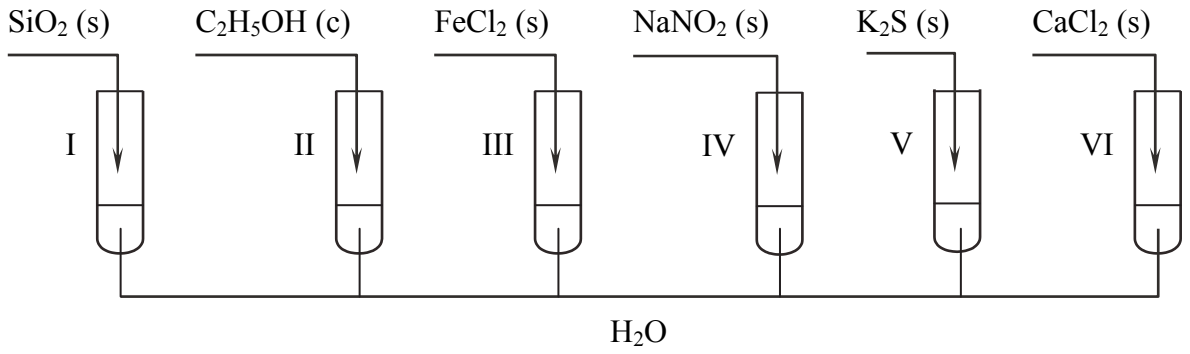
Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne,* Gdańsk 2008, s. 222.

a) <u>Dla zlewek I, II i III</u> wykonaj obliczenia i podaj numery tych zlewek, w których otrzymano roztwory nienasycone.

b) Oblicz stężenie (wyrażone w procentach masowych) roztworu, który otrzymano w zlewce oznaczonej <u>numerem IV</u>.

Zadanie 62.
Do 100 cm^3 wodnego roztworu $CaCl_2$ o stężeniu 0,1 $mol \cdot dm^{-3}$ dodano 100 cm^3 wodnego roztworu NaCl o stężeniu 0,1 $mol \cdot dm^{-3}$, a następnie 100 cm^3 wodnego roztworu $AgNO_3$ o stężeniu 0,1 $mol \cdot dm^{-3}$.
Podaj wzory jonów, które pozostaną w końcowym roztworze i oblicz ich stężenie molowe. Przyjmij, że objętość roztworu końcowego jest sumą objętości roztworów zmieszanych.

Zadanie 63.
Do probówek z wodą wprowadzono sześć różnych substancji zgodnie z poniższym rysunkiem:

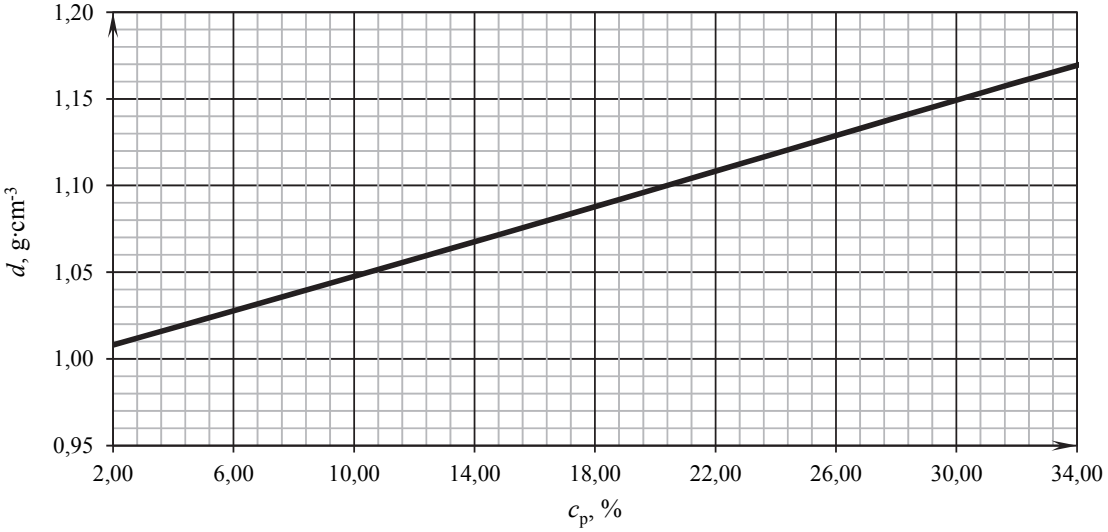


Następnie zawartość każdej probówki energicznie wymieszano i zanurzono w niej uniwersalny papierek wskaźnikowy.

a) Dokończ poniższe zdania, wpisując numery odpowiednich probówek.
1. Uniwersalny papierek wskaźnikowy zabarwił się na niebiesko po zanurzeniu w roztworach znajdujących się w probówkach …….. .
2. Uniwersalny papierek wskaźnikowy nie zmienił zabarwienia po zanurzeniu w roztworach znajdujących się w probówkach: …….. .
3. Reakcja hydrolizy zaszła w roztworach znajdujących się w probówkach: …….. .

Papierek uniwersalny zanurzony w roztworze znajdującym się w probówce III zabarwił się na różowo.
b) Napisz w formie <u>jonowej skróconej</u> równanie reakcji, której efektem była zmiana zabarwienia papierka uniwersalnego po zanurzeniu w roztworze znajdującym się w probówce III.

Zadanie 64.
Zmieszano 200,00 cm^3 technicznego kwasu solnego o stężeniu 30,00% (wyrażonym w procentach masowych) i 200,00 cm^3 wody destylowanej.
Na wykresie przedstawiono zależność gęstości kwasu solnego od jego stężenia procentowego.



Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2001, s. 225.

a) Oblicz stężenie procentowe (w procentach masowych) otrzymanego kwasu solnego. Przyjmij, że gęstość wody wynosi 1,00 g · cm^{-3}.

b) Oblicz stężenie molowe otrzymanego kwasu solnego. Przyjmij, że objętość tego roztworu jest sumą objętości kwasu solnego technicznego i wody.

Informacja do zadań 65. i 66.

Kolorymetria jest metodą stosowaną w analizie chemicznej. Dzięki niej można określić stężenie barwnego roztworu badanej substancji. Metoda ta wykorzystuje zjawisko pochłaniania przez barwny roztwór promieniowania elektromagnetycznego o określonej długości fali z zakresu światła widzialnego. Im większe jest stężenie badanej substancji w roztworze, w tym większym stopniu roztwór ten pochłania promieniowanie, a więc osłabia natężenie promieniowania przepuszczanego przez roztwór. Osłabienie to można zmierzyć, a jego miarą jest wielkość zwana absorbancją. Jeżeli serię pomiarów absorbancji roztworów badanej substancji w danym rozpuszczalniku przeprowadza się w tych samych warunkach, umieszczając próbki roztworów w identycznych naczynkach, wartości absorbancji zależą tylko od stężenia tych roztworów.

Jednym z zastosowań metody kolorymetrycznej jest oznaczanie stężenia jonów żelaza(III), które z jonami tiocyjanianowymi SCN^- tworzą jony kompleksowe $[Fe(SCN)]^{2+}$. Jony te obecne w roztworze wodnym nadają mu intensywne krwistoczerwone zabarwienie, umożliwiające wykrycie nawet śladowych ilości żelaza.

W celu wyznaczenia zawartości żelaza w postaci jonów żelaza(III) w badanym roztworze przeprowadzono opisane poniżej doświadczenie.

Wykonano pomiar absorbancji A trzech wodnych roztworów o znanym stężeniu jonów $[Fe(SCN)]^{2+}$, umieszczając je w identycznych naczynkach. Wyniki pomiarów zestawiono w tabeli.

Stężenie jonów $[Fe(SCN)]^{2+}$, mol · dm^{-3}	**Absorbancja** A
$0{,}25 \cdot 10^{-4}$	0,24
$0{,}65 \cdot 10^{-4}$	0,62
$1{,}05 \cdot 10^{-4}$	1,01

Próbkę 10,00 cm^3 badanego roztworu umieszczono w kolbie miarowej o pojemności 50,00 cm^3 i do kolby dodano w nadmiarze bezbarwny wodny roztwór tiocyjanianu potasu

KSCN tak, aby powstał kompleks $[Fe(SCN)]^{2+}$. Zawartość kolby dopełniono do kreski wodą destylowaną i dokładnie wymieszano. Następnie pobrano z niej próbkę i zmierzono jej absorbancję w takich samych warunkach, w jakich wykonano wcześniejszy pomiar absorbancji roztworów o znanym stężeniu. Zmierzona absorbancja *A* próbki badanego roztworu wyniosła 0,44.

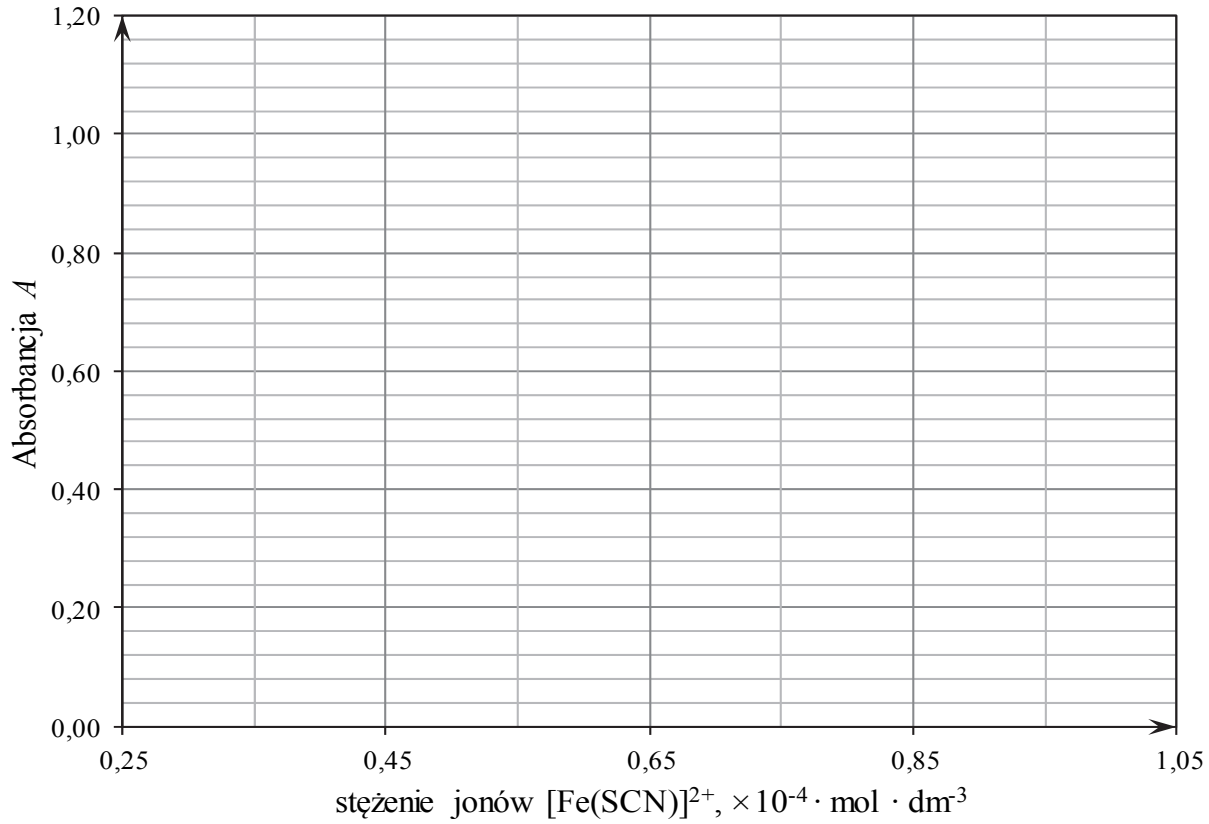
Na podstawie: D.A. Skoog, D.M. West, F.J. Holler, S.R. Crouch, *Podstawy chemii analitycznej*, t. 2, Warszawa 2007, s. 301–302; A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010, s. 963.

Zadanie 65.

Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji powstawania jonów $[Fe(SCN)]^{2+}$ w wyniku dodania roztworu tiocyjanianu potasu do roztworu badanego (patrz → informacja do zadań 65. i 66.).

Zadanie 66.

a) Narysuj wykres zależności absorbancji *A* roztworów o znanym stężeniu i oszacuj wartość stężenia jonów $[Fe(SCN)]^{2+}$ w badanym roztworze (patrz → informacja do zadań 65. i 66.).



b) Oblicz, ile mikrogramów (*μ*g) żelaza w postaci jonów żelaza(III) zawierała początkowa próbka badanego roztworu o objętości 10 cm^3.

Informacja do zadań 67.–69.

Zmieszano dwa roztwory wodne wodorotlenku potasu (roztwór A i roztwór B) i otrzymano roztwór C. Roztwór A o gęstości $d = 1{,}1818\ g \cdot cm^{-3}$ otrzymano przez rozpuszczenie 40 g stałego KOH w 160 g wody. Roztwór B o gęstości $1{,}2210\ g \cdot cm^{-3}$ i stężeniu procentowym KOH 24% masowych miał objętość 500 cm^3.

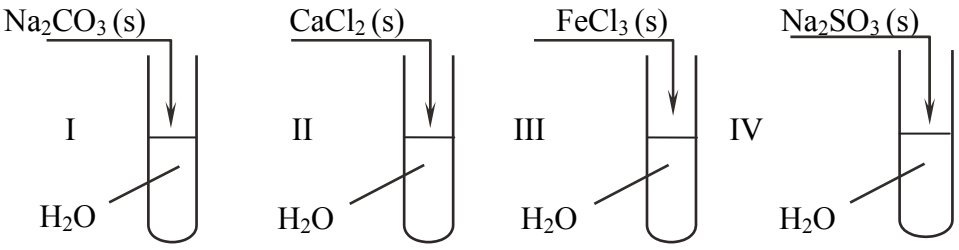
Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne,* Gdańsk 2001, s. 225.

Zadanie 67.
Oblicz stężenie procentowe (w procentach masowych) roztworu C (patrz → informacja do zadań 67.–69.). **Wynik podaj w zaokrągleniu do jedności.**

Zadanie 68.
Oblicz przybliżone stężenie molowe roztworu C (patrz → informacja do zadań 67.–69.). **Wynik zaokrąglij do dwóch miejsc po przecinku. Przyjmij, że objętość roztworu C jest sumą objętości roztworów A i B.**

Zadanie 69.
Oblicz masę wody, jaką należy dodać do powstałego roztworu C (patrz → informacja do zadań 67.–69.), **aby jego stężenie w procentach masowych osiągnęło wartość 10%. Wynik podaj w gramach i zaokrąglij do jedności.**

Informacja do zadań 70. i 71.
Przeprowadzono doświadczenie zilustrowane poniższym schematem.



Zbadano odczyn roztworu w każdej probówce przy użyciu uniwersalnego papierka wskaźnikowego.

Zadanie 70.
Uzupełnij tabelę, wpisując barwę uniwersalnego papierka wskaźnikowego po zanurzeniu w roztworze otrzymanym w każdej probówce oraz odczyn otrzymanego roztworu (patrz → informacja do zadań 70. i 71.).

Numer probówki	Barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego	Odczyn roztworu
I		
II		
III		
IV		

Zadanie 71.
Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równania reakcji chemicznych, które zaszły w probówkach I, II, III, IV (patrz → informacja do zadań 70. i 71.) **lub zaznacz, że reakcja nie zaszła.**

Numer probówki	Równanie reakcji chemicznej w formie jonowej skróconej
I	
II	
III	
IV	

Informacja do zadań 72. i 73.

Fluorek wapnia CaF_2 występuje w przyrodzie jako minerał fluoryt. Czysty fluorek wapnia jest substancją trudno rozpuszczalną w wodzie i można go łatwo wytrącić w postaci drobnokrystalicznego osadu. Proces rozpuszczania trudno rozpuszczalnej substancji jonowej możemy przedstawić równaniem:

$$A_xB_{y\,(\text{stały})} \rightleftharpoons xA^{y+}_{(\text{roztwór})} + yB^{x-}_{(\text{roztwór})}$$

Stała równowagi opisująca ten proces wyraża się równaniem:

$$K_c = c^x_{A^{y+}_{(\text{roztw.})}} \cdot c^y_{B^{x-}_{(\text{roztw.})}}$$

jest nazywana iloczynem rozpuszczalności substancji A_xB_y i oznaczana symbolem $K_{SO(A_xB_y)}$. Jeżeli w roztworze iloczyn stężeń jonów, na które dysocjuje dana substancja, w potęgach odpowiadających współczynnikom stechiometrycznym z równania dysocjacji jonowej tej substancji przekracza wartość iloczynu rozpuszczalności, to w roztworze takim obserwujemy wytrącanie się osadu trudno rozpuszczalnej soli. Iloczyn rozpuszczalności fluorku wapnia w wodzie wynosi $K_{SO(CaF_2)} = 3{,}16 \cdot 10^{-11}$.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, t. 2, Warszawa 2002, str. 354–355, 560–561.

Zadanie 72.

W zlewce o pojemności 500,00 cm^3 zmieszano 130,00 cm^3 roztworu chlorku wapnia o stężeniu 0,00500 mol · dm^{-3} i 70 cm^3 roztworu fluorku sodu o stężeniu 0,00400 mol · dm^{-3} (patrz → informacja do zadań 72. i 73.). Objętość powstałego roztworu była sumą objętości roztworów wyjściowych.

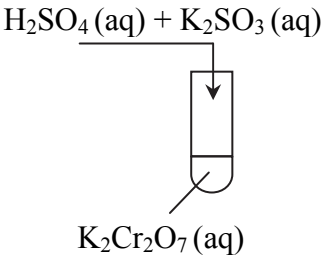
Napisz <u>w postaci jonowej skróconej</u> równanie reakcji, która przebiegła po zmieszaniu roztworu chlorku wapnia i roztworu fluorku sodu.

Zadanie 73.

Wykaż, przeprowadzając odpowiednie obliczenia, że w zlewce, w której zmieszano roztwory obu soli (patrz → informacja do zadań 72. i 73. oraz zadanie 72.), **wytrącił się drobnokrystaliczny osad.**

1.6. Reakcje utleniania i redukcji

Informacja do zadań 74. i 75.
Do probówki z wodnym roztworem dichromianu(VI) potasu dodano wodny roztwór kwasu siarkowego(VI) i wodny roztwór siarczanu(IV) sodu. Doświadczenie zilustrowano rysunkiem:



Reakcja przebiegła zgodnie ze schematem:

$$Cr_2O_7^{2-} + SO_3^{2-} + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + SO_4^{2-} + H_2O$$

Zadanie 74.

a) Napisz <u>w formie jonowej</u>, z uwzględnieniem oddanych lub pobranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), **równania procesów utleniania i redukcji oraz uzupełnij współczynniki stechiometryczne w schemacie równania reakcji w formie jonowej** (patrz → informacja do zadań 74. i 75.).

b) Napisz równanie opisanej reakcji <u>w formie cząsteczkowej</u>.

Wskazówki do rozwiązania zadania

a)

Na początku oblicz stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w jonach i cząsteczce, a następnie wyszukaj utleniacz i reduktor. Zauważ, że stopień utlenienia siarki wzrasta z +IV do +VI, a więc siarka w jonie SO_3^{2-} jest reduktorem i utlenia się. Natomiast chrom w jonie $Cr_2O_7^{2-}$ redukuje się ze stopnia utlenienia +VI do +III, a więc jest utleniaczem. Następnie zapisz równania procesów utleniania i redukcji.

Równanie procesu utleniania: $SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^-$

Równanie procesu redukcji: $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 7H_2O$

Dobierz najmniejsze liczby, przez które należy pomnożyć równania, aby liczby elektronów w obu równaniach były równe. Najmniejszą wspólną wielokrotnością jest liczba 6, tak więc równanie procesu utleniania należy pomnożyć przez 3:

Równanie procesu utleniania: $3\,SO_3^{2-} + 3H_2O \rightarrow 3\,SO_4^{2-} + 6H^+ + 6e^-$

Równanie procesu redukcji: $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 7H_2O$

Wpisz otrzymane współczynniki do równania reakcji:

$$Cr_2O_7^{2-} + 3\,SO_3^{2-} + 3H_2O + 14\,H^+ \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 3\,SO_4^{2-} + 7H_2O + 6H^+$$

Zauważ, że po lewej i prawej stronie równania występują cząsteczki H_2O i jony H^+. Należy zredukować ich liczbę, a więc równanie przyjmuje postać:

$$Cr_2O_7^{2-} + 3\,SO_3^{2-} + 8\,H^+ \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 3\,SO_4^{2-} + 4H_2O$$

b)

Na wstępie zauważ, że substratami w opisanej reakcji są: $K_2Cr_2O_7$, K_2SO_3 i H_2SO_4. Po analizie równania procesu utleniania i procesu redukcji stwierdzamy, że produktami muszą być: $Cr_2(SO_4)_3$, K_2SO_4 i H_2O. Wzory wszystkich reagentów zapisz po obu stronach równania:

$K_2Cr_2O_7 + K_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$
Wpisz współczynniki otrzymane w zapisie jonowym (podpunkt a) zadania):
$K_2Cr_2O_7 + 3K_2SO_3 + 4H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 4H_2O$
Wyrównaj po prawej stronie liczbę atomów, które nie zmieniły swojego stopnia utlenienia (K, S, O – K_2SO_4):
$K_2Cr_2O_7 + 3K_2SO_3 + 4H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 4K_2SO_4 + 4H_2O$

Poprawna odpowiedź
a) Równanie procesu utleniania: $SO_3^{2-} + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} + 2H^+ + 2e^- \ / \cdot 3$
Równanie procesu redukcji: $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 7H_2O$
Równanie reakcji w formie jonowej: $Cr_2O_7^{2-} + 3\,SO_3^{2-} + 8\,H^+ \rightarrow 2\,Cr^{3+} + 3\,SO_4^{2-} + 4H_2O$
b) $K_2Cr_2O_7 + 3K_2SO_3 + 4H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 4K_2SO_4 + 4H_2O$

Zadanie 75.
Oblicz, ile centymetrów sześciennych roztworu dichromianu(VI) potasu o stężeniu 0,5 mol · dm^{-3} znajdowało się w probówce, jeżeli zawarty w nim dichromian(VI) potasu utlenił siarczan(IV) potasu obecny w 4 cm^3 dodanego roztworu o stężeniu 0,4 mol · dm^{-3} (patrz → informacja do zadań 74. i 75.). **Stosunek molowy reduktora do utleniacza w opisanej reakcji wynosi 3 : 1.**

Wskazówki do rozwiązania zadania
Zauważ, że liczba moli $K_2Cr_2O_7$ jest 3 razy mniejsza od liczby moli K_2SO_3, bo stosunek molowy $n_{K_2SO_3} : n_{K_2Cr_2O_7} = 3 : 1$. Liczbę moli K_2SO_3 (0,0016 mola) obliczamy jako iloczyn stężenia molowego i objętości roztworu K_2SO_3, a liczbę moli $K_2Cr_2O_7$ (0,0005 mola) z odpowiedniej proporcji (*I sposób*). Objętość roztworu $K_2Cr_2O_7$ (1 cm^3) obliczamy jako iloraz liczby moli $K_2Cr_2O_7$ i stężenia molowego roztworu (*I sposób*). Objętość roztworu $K_2Cr_2O_7$ (1 cm^3) możesz też obliczyć, układając odpowiednie równanie. Oczywiście musisz pamiętać, że stosunek molowy $n_{K_2SO_3} : n_{K_2Cr_2O_7} = 3 : 1$, a liczba moli może być wyrażona iloczynem stężenia molowego i objętości roztworu. Ta metoda obliczenia objętości roztworu $K_2Cr_2O_7$ to *II sposób*. Należy przyjąć poprawne zaokrąglenia wyników pośrednich i wyniku końcowego oraz pamiętać o podaniu wyniku z odpowiednią jednostką. Pamiętaj, że wynik zależy od przyjętych zaokrągleń.

Przykłady poprawnych odpowiedzi
Dane:
$c_{m\,K_2Cr_2O_7} = 0{,}5$ mol · dm^{-3}
$V_{r\,K_2SO_3} = 4$ cm^3
$c_{m\,K_2SO_3} = 0{,}4$ mol · dm^{-3}
$n_{\text{reduktora}} : n_{\text{utleniacza}} = 3 : 1$
Szukane:
$V_{r\,K_2Cr_2O_7}$
Rozwiązanie:
I sposób
Liczba moli K_2SO_3
$n = c_m \cdot V_r$
$n = 0{,}4$ mol · dm^{-3} · 0,004 dm^3 = 0,0016 mola
Liczba moli $K_2Cr_2O_7$
$n_{K_2SO_3} : n_{K_2Cr_2O_7} = 3 : 1$

$$\frac{1}{3} = \frac{x}{0{,}0016\ \text{mol}}$$

$x = n_{K_2Cr_2O_7} = 0{,}0005$ mola

Objętość roztworu $K_2Cr_2O_7$

$$V_{r\,K_2Cr_2O_7} = \frac{n}{c_m} = \frac{0{,}0005\ \text{mol}}{0{,}5\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}}$$

$V_r = 0{,}001\ \text{dm}^3 = 1\ \text{cm}^3$

II sposób

$3n_{K_2Cr_2O_7} = n_{K_2SO_3}$

$3(c_{m\,K_2Cr_2O_7} \cdot V_{r\,K_2Cr_2O_7}) = c_{m\,K_2SO_3} \cdot V_{r\,K_2SO_3}$

$3(0{,}5\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot x) = 0{,}4\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0{,}004\ \text{dm}^3$

$x = V_{r\,K_2Cr_2O_7} = 0{,}001\ \text{dm}^3 = 1\ \text{cm}^3$

Odpowiedź: Objętość roztworu dichromianu(VI) potasu wynosi 1 cm^3.

Zadanie 76.

Poniżej przedstawiono równania czterech reakcji utleniania i redukcji.

I $CaH_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + 2H_2$

II $2Na + 2H_2O \rightarrow 2NaOH + H_2$

III $3H_2 + N_2 \rightarrow 2NH_3$

IV $Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2012, s. 552–553.

a) Spośród reakcji zilustrowanych powyższymi równaniami wybierz te, w których wyniku formalny stopień utlenienia wodoru zwiększa się. Napisz numery, którymi oznaczono równania tych reakcji.

b) Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie tak, aby zdania były prawdziwe.

1. Substancją pełniącą funkcję reduktora w reakcji I jest (CaH_2 / H_2O), a substancją pełniącą funkcję utleniacza w reakcji II jest (Na / H_2O).
2. Jeden mol azotu N_2 w reakcji III (pobiera/oddaje) liczbę moli elektronów równą (trzy/sześć).
3. W reakcji IV jeden mol cynku oddaje (1 mol / 2 mole / 4 mole) elektronów, ulega więc procesowi (redukcji/utlenienia).
4. W reakcji IV atom cynku oddaje elektrony walencyjne należące do podpowłoki (4*s* / 3*d*).

Wskazówki do rozwiązania zadania

a)

Zadanie wymaga analizy podanych równań reakcji i obliczenia stopni utlenienia wodoru w substratach i produktach każdej z nich. Wiemy, że wodór może występować na stopniu utlenienia równym 0, np. w H_2, na I stopniu utlenienia w związkach, np. w NH_3, i bardzo rzadko na –I stopniu utlenienia w wodorkach metali 1. i 2. grupy układu okresowego, np. w CaH_2. W reakcji I wodór przyjmuje więc w substratach stopień utlenienia –I w CaH_2 i I w H_2O, a w produktach – stopień utlenienia równy I w $Ca(OH)_2$ i 0 w H_2. Widzimy zatem, że w czasie tej reakcji następuje wzrost stopnia utlenienia wodoru. W reakcji II wodór przyjmuje w substracie H_2O stopień utlenienia I, a w produktach – stopień utlenienia równy I w NaOH i 0 w H_2, więc w czasie tej reakcji nie następuje wzrost stopnia utlenienia tego pierwiastka. W reakcji III wodór przyjmuje w substracie H_2 stopień utlenienia równy 0, a w produkcie NH_3 – stopień utlenienia równy I. W czasie tej reakcji następuje zatem wzrost

stopnia utlenienia wodoru. W reakcji IV wodór występuje w substracie HCl na stopniu utlenienia równym I, a w produkcie H_2 – stopień utlenienia równy 0. W czasie tej reakcji następuje zatem obniżenie stopnia utlenienia wodoru. Możemy zatem wskazać 2 reakcje, w czasie których stopień utlenienia wodoru zwiększa się. Są to reakcje, których równania oznaczono numerami I i III.

b)

Aby rozwiązać tę część zadania, trzeba pamiętać, że utleniacz to cząstka chemiczna (atom, cząsteczka, jon), która w czasie reakcji pobiera elektrony, ulegając redukcji i utleniając reduktor. Reduktor to cząstka chemiczna (atom, cząsteczka, jon), która w czasie reakcji oddaje elektrony, ulegając utlenieniu i redukując utleniacz. Przyjmowanie elektronów prowadzi do zmniejszenia stopnia utlenienia, więc stopień utlenienia utleniacza w czasie reakcji maleje, natomiast oddawanie elektronów prowadzi do zwiększenia stopnia utlenienia, zatem stopień utlenienia reduktora w czasie reakcji wzrasta. W przypadku reakcji, której równanie oznaczono numerem I, funkcję reduktora pełni CaH_2, ponieważ jon wodorkowy H^- (wodór na –I stopniu utlenienia) podwyższa swój stopień utlenienia. W reakcji II wodór w cząsteczkach wody występuje na I stopniu utlenienia i przechodzi w H_2 na 0 stopniu, redukuje się więc, zatem utleniaczem jest woda. W reakcji III azot z 0 stopnia przechodzi na –III stopień utlenienia, 1 mol N_2 pobiera więc 6 moli elektronów. W reakcji IV 1 mol cynku oddaje 2 mole elektronów (z 0 stopnia utlenienia przechodzi na II stopień utlenienia), więc podwyższa swój stopień utlenienia, zatem ulega procesowi utleniania. W układzie okresowym cynk należy do bloku konfiguracyjnego *d*, zatem elektrony walencyjne w jego atomach rozmieszczone są na podpowłokach 4*s* i 3*d*. Konfiguracja elektronowa atomu cynku w stanie podstawowym jest następująca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$. Atom cynku oddaje 2 elektrony z podpowłoki 4*s*, tworząc jon Zn^{2+} o konfiguracji elektronowej $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$, w którym wszystkie podpowłoki są całkowicie zapełnione elektronami.

Informacja do zadań 77. i 78.

Poniżej podano schematy dwóch reakcji utleniania i redukcji.

I ……. MnO_4^- + ……. S^{2-} + ……. $H^+ \rightarrow$ ……. Mn^{2+} ……. S + ……. H_2O

II ……. I^- + ……. SO_4^{2-} + ……. $H^+ \rightarrow$ ……. I_2+ ……. H_2S + ……. H_2O

Zadanie 77.

a) Uzupełnij tabelę, wpisując wzory jonów pełniących funkcję utleniacza i wzory jonów pełniących funkcję reduktora w reakcjach zilustrowanych podanymi schematami (patrz → informacja do zadań 77. i 78.).

Reakcja I		Reakcja II	
utleniacz	**reduktor**	**utleniacz**	**reduktor**

b) Oblicz stosunek molowy reduktora do utleniacza w reakcji II.

Wskazówki do rozwiązania zadania

a)

Aby rozwiązać tę część zadania, trzeba pamiętać, że utleniacz to cząstka chemiczna (atom, cząsteczka, jon), która w czasie reakcji pobiera elektrony, ulegając redukcji i utleniając reduktor. Reduktor to cząstka chemiczna (atom, cząsteczka, jon), która w czasie reakcji oddaje elektrony, ulegając utlenieniu i redukując utleniacz. Przyjmowanie elektronów prowadzi do zmniejszenia stopnia utlenienia, więc stopień utlenienia utleniacza w czasie reakcji maleje, natomiast oddawanie elektronów prowadzi do zwiększenia stopnia utlenienia,

zatem stopień utlenienia reduktora w czasie reakcji wzrasta. Widzimy, że w reakcji zilustrowanej schematem I zmianom ulega stopień utlenienia tylko manganu i siarki (wodór przed i po reakcji występuje na I stopniu utlenienia, a tlen na –II stopniu utlenienia): w jonie MnO_4^- mangan przyjmuje stopień utlenienia równy VII, a w jonie Mn^{2+} – stopień utlenienia równy II, natomiast siarka przechodzi z –II stopnia utlenienia w jonie S^{2-} na stopień utlenienia równy 0 w siarce elementarnej (S). Wynika z tego, że w opisanej reakcji utleniaczem jest jon MnO_4^-, a reduktorem – jon S^{2-}. W reakcji, której schemat oznaczono numerem II, zmianom ulega stopień utlenienia tylko siarki i jodu (wodór przed i po reakcji występuje na I stopniu utlenienia, a tlen na –II stopniu utlenienia): w jonie SO_4^{2-} siarka przyjmuje stopień utlenienia równy VI, a w cząsteczce H_2S – stopień utlenienia równy –II, natomiast jod przechodzi z –I stopnia utlenienia w jonie I^- na stopień utlenienia równy 0 w cząsteczce jodu I_2. Wynika z tego, że w opisanej reakcji utleniaczem jest jon SO_4^{2-}, a reduktorem – jon I^-.

b)

Wiedząc, który jon w równaniu opisanym schematem II pełni funkcję utleniacza, a który reduktora, można obliczyć stosunek molowy reduktora do utleniacza. W tym celu należy obliczyć liczbę moli elektronów, którą oddaje I^-, przechodząc w I_2, i liczbę moli elektronów, którą pobiera jon SO_4^{2-}, przechodząc w H_2S. Liczba pobranych elektronów musi być równa liczbie elektronów oddanych, dlatego dokonujemy bilansu elektronowego (w tym wypadku wystarczy posługiwanie się zapisem formalnym, ilustrującym jedynie stopnie utlenienia atomów poszczególnych pierwiastków, bez uwzględnienia postaci chemicznej, w jakiej te atomy występują):

$$\overset{VI}{S} + 8e^- \rightarrow \overset{-II}{S} \quad | \cdot 1$$

$$2\,\overset{-I}{I} \rightarrow I_2 + 2e^- \quad | \cdot 4$$

Z bilansu tego wynika, że równanie procesu utleniania (oddawania elektronów) trzeba pomnożyć przez 4: liczba moli reduktora wynosi 8, a utleniacza 1. Stosunek molowy reduktora do utleniacza jest zatem równy 8 : 1.

Zadanie 78.

a) Napisz w formie jonowej z uwzględnieniem liczby oddanych lub pobranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy) **równania procesu redukcji i procesu utleniania zachodzących podczas przemiany przedstawionej schematem I** (patrz → informacja do zadań 77. i 78.).

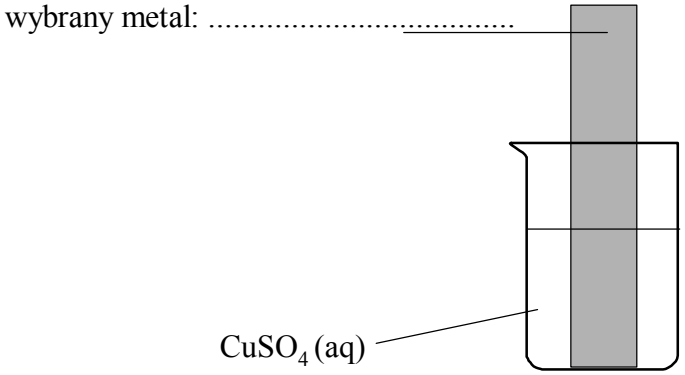
b) Dobierz i uzupełnij współczynniki stechiometryczne w poniższym schemacie.

……. MnO_4^- + ……. S^{2-} + ……. $H^+ \rightarrow$ ……. Mn^{2+} ……. S + ……. H_2O

Informacja do zadań 79.–81.

Oczyszczoną blaszkę wykonaną z pewnego metalu zważono, a następnie zanurzono w wodnym roztworze $CuSO_4$. Zauważono, że powierzchnia blaszki znajdująca się w roztworze pokryła się różowym nalotem o metalicznym połysku. Po pewnym czasie blaszkę wyjęto z roztworu, osuszono i zważono. Stwierdzono, że masa blaszki po wyjęciu z roztworu była mniejsza od jej masy początkowej. Roztwór w zlewce pozostał klarowny i nie zaobserwowano w nim żadnego osadu.

Zadanie 79.
Uzupełnij schemat wykonania doświadczenia (patrz → informacja do zadań 79.–81.), **wpisując nazwę lub symbol metalu, z którego była wykonana blaszka. Metal wybierz spośród podanych poniżej.**
Nazwa metalu: glin, nikiel, ołów, srebro.
Schemat wykonania doświadczenia:



Zadanie 80.
Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równanie reakcji, która zachodziła w czasie doświadczenia (patrz → informacja do zadań 79.–81. oraz zadanie 79.).

Zadanie 81.
Uzupełnij poniższe zdania (patrz → informacja do zadań 79.–81. oraz zadanie 79.). **Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie tak, aby zdania były prawdziwe.**
W reakcji, która zachodziła podczas opisanego doświadczenia, wybrany metal ulegał (redukcji/utlenieniu), pełnił więc funkcję (reduktora/utleniacza). Oznacza to, że był (dawcą/biorcą) elektronów.

Informacja do zadań 82.–84.
Związki arsenu wchodzą w skład preparatów stosowanych do zwalczania chwastów. Jednak związki te są niebezpieczne dla zwierząt, dlatego ważna jest kontrola ich występowania w środowisku naturalnym. Aby sprawdzić, jaką ilość związków arsenu zawiera badany materiał organiczny, pobrane próbki spala się, co umożliwia przemianę obecnych w próbce związków arsenu w tlenek arsenu(V). Tak otrzymaną suchą pozostałość poddaje się działaniu rozcieńczonego kwasu solnego, dzięki czemu tlenek arsenu(V) w reakcji z wodą przekształca się w rozpuszczalny w wodzie kwas ortoarsenowy(V) H_3AsO_4. Następnie należy zredukować otrzymany kwas ortoarsenowy(V) do kwasu ortoarsenowego(III) za pomocą chlorku cyny(II) w obecności katalizatora. Po dodaniu metalicznego cynku do roztworu zawierającego kwas ortofosforowy(III) arsen oddziela się od reszty składników w postaci AsH_3, który jest gazem.

Na podstawie: D.A. Skoog, D.M. West, F.J. Holler, S.R. Crouch, *Podstawy chemii analitycznej*, t. 1, Warszawa 2006, s. 12–14.

Zadanie 82.
Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> równanie reakcji tlenku arsenu(V) z wodą (patrz → informacja do zadań 82.–84.).

Zadanie 83.
Redukcja kwasu ortoarsenowego(V) chlorkiem cyny(II) (patrz → informacja do zadań 82.–84.) przebiega zgodnie ze schematem:

$$\ldots H_3AsO_4 + \ldots Sn^{2+} + \ldots H^+ \xrightarrow{\text{katalizator}} \ldots H_3AsO_3 + \ldots Sn^{4+} + \ldots H_2O$$

a) Napisz <u>w formie jonowej</u> z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy) **równanie procesu redukcji i równanie procesu utleniania zachodzących podczas reakcji kwasu ortoarsenowego(V) z chlorkiem cyny(II).**

b) Dobierz współczynniki w równaniu reakcji kwasu ortoarsenowego(V) z chlorkiem cyny(II).

$$\ldots\ldots H_3AsO_4 + \ldots\ldots Sn^{2+} + \ldots\ldots H^+ \xrightarrow{\text{katalizator}} \ldots\ldots H_3AsO_3 + \ldots\ldots Sn^{4+} + \ldots\ldots H_2O$$

Zadanie 84.

Reakcja kwasu ortoarsenowego(III) z metalicznym cynkiem (patrz → informacja do zadań 82.–84.) w obecności kwasu solnego jest reakcją utleniania-redukcji i przebiega zgodnie z poniższym równaniem:

$$H_3AsO_3 + 3Zn + 6HCl \rightarrow AsH_3 + 3ZnCl_2 + 3H_2O$$

a) Oceń, jaką funkcję (reduktora czy utleniacza) **pełni w opisanej reakcji cynk i napisz <u>w formie jonowej</u> z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów** (zapis jonowo-elektronowy) **równanie procesu, któremu metal ten ulega.**

b) Określ, jaka liczba moli elektronów ulega wymienianie podczas tworzenia jednego mola AsH_3.

Informacja do zadań 85. i 86.

Arsenowodór AsH_3 jest toksycznym bezbarwnym gazem o nieprzyjemnym zapachu. Gazowy arsenowodór reaguje z dietyloditiokarbaminianem srebra zgodnie z równaniem

$$AsH_3 + 6Ag^+ + 3[(C_2H_5)_2N-CS_2]^- \rightarrow As[(C_2H_5)_2N-CS_2]_3 + 6Ag + 3H^+$$

Na podstawie: D.A. Skoog, D.M. West, F.J. Holler, S.R. Crouch, *Podstawy chemii analitycznej*, t. 1, Warszawa 2006, s. 15.

Zadanie 85.

Oblicz masę molową (w zaokrągleniu do jedności) związku arsenu, który powstaje w opisanej reakcji (patrz → informacja do zadań 85. i 86.).

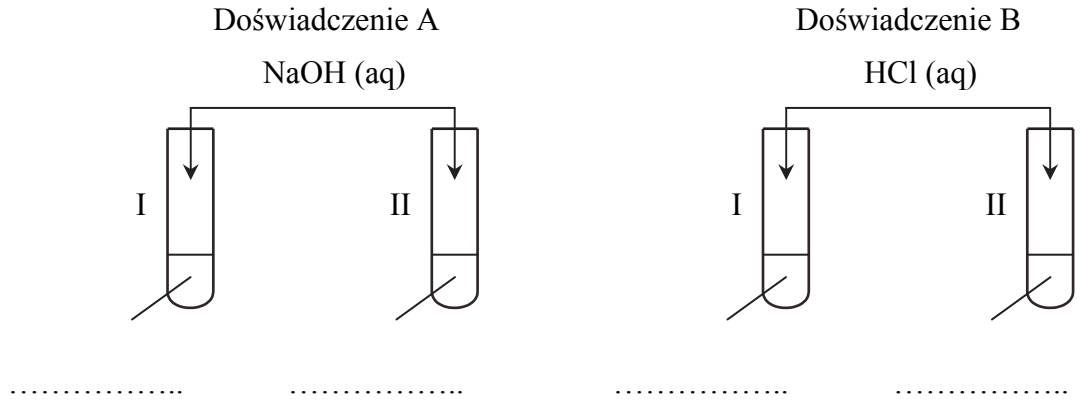
Zadanie 86.

Oceń, czy opisana reakcja (patrz → informacja do zadań 85. i 86.) **jest reakcją utleniania i redukcji. Odpowiedź uzasadnij.**

1.7. Metale

Zadanie 87.
Przeprowadzono dwa doświadczenia A i B, których celem było porównanie charakteru chemicznego tlenków chromu na II i III stopniu utlenienia: CrO i Cr_2O_3. W probówce oznaczonej numerem I w doświadczeniu A i doświadczeniu B znajdował się ten sam tlenek chromu, podobnie w probówce oznaczonej numerem II w obu doświadczeniach umieszczono drugi (taki sam w doświadczeniu A i B) tlenek chromu. W doświadczeniu A stwierdzono objawy reakcji tylko w probówce II, w doświadczeniu B – w obu probówkach zaobserwowano objawy reakcji.

a) Uzupełnij rysunek, wpisując odpowiednie wzory tlenków chromu znajdujących się w probówce I i w probówce II w obu doświadczeniach.



b) Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i podkreśl właściwe określenie lub określenia w każdym nawiasie tak, aby zdania były prawdziwe.
1. Tlenek chromu(II) wykazuje właściwości (kwasowe/zasadowe/amfoteryczne), reaguje z (kwasami/zasadami).
2. Tlenek chromu (III) wykazuje właściwości (kwasowe/zasadowe/amfoteryczne), reaguje z (kwasami/zasadami).

c) Napisz w <u>formie jonowej skróconej</u> równania reakcji zachodzących w probówkach oznaczonych numerem II w doświadczeniu A oraz doświadczeniu B, wiedząc, że produktem jednej z nich jest związek kompleksowy o liczbie koordynacyjnej równej 4.

Wskazówki do rozwiązania zadania
a)
Opis przebiegu doświadczenia wskazuje, że z zasadą (roztworem wodorotlenku sodu) reaguje tylko jeden z badanych tlenków chromu (doświadczenie A), a z kwasem reagują oba tlenki (doświadczenie B). Wynika z tego, że jeden tlenek chromu reaguje i z zasadą, i z kwasem – ma więc charakter amfoteryczny, a drugi reaguje tylko z kwasem – ma więc charakter zasadowy. Tlenek reagujący z zasadą znajdował się w probówce II (doświadczenie). Musimy teraz rozstrzygnąć, czy był to tlenek CrO, czy Cr_2O_3. Aby to zrobić, powinniśmy pamiętać, że jeżeli pierwiastek tworzy kilka tlenków, przyjmując w nich różne stopnie utlenienia, charakter chemiczny tych tlenków zmienia się w miarę wzrostu stopnia utlenienia pierwiastka od zasadowego przez amfoteryczny do kwasowego. Wynika z tego, że charakter amfoteryczny ma ten tlenek chromu, w którym chrom przyjmuje wyższy stopień utlenienia, a więc Cr_2O_3, natomiast tlenek, w którym chrom przyjmuje niższy stopień utlenienia, czyli CrO, ma charakter zasadowy. Uzupełniając rysunek, musimy więc pamiętać, żeby

w doświadczeniu A umiejscowić wzór CrO pod probówką I, a wzór Cr_2O_3 – pod probówką II. Ponieważ w doświadczeniu B numery probówek I i II były przypisane takim samym tlenkom, jak w doświadczeniu A, oznacza to, że również w doświadczeniu B tlenek CrO znajdował się w probówce I, a tlenek Cr_2O_3 – w probówce II.
b)
Rozważania przeprowadzone w części a) zadania dają odpowiedź w jego części b): tlenek chromu(II) wykazuje właściwości zasadowe, reaguje z kwasami; tlenek chromu (III) wykazuje właściwości amfoteryczne, reaguje z kwasami i zasadami.
c)
W obu doświadczeniach A i B w probówce oznaczonej numerem II znajdował się tlenek Cr_2O_3 o właściwościach amfoterycznych. W reakcji tego tlenku z kwasem solnym (doświadczenie B) powstaje rozpuszczalny w wodzie chlorek chromu(III). Jonowy zapis równania tej reakcji jest następujący: $Cr_2O_3 + 6H^+ + 6Cl^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 6Cl^- + 3H_2O$.
Widzimy, że jony Cl^- nie biorą udziału w reakcji, równanie reakcji możemy więc uprościć, odejmując od obu jego stron $6Cl^-$: $Cr_2O_3 + 6H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3H_2O$.
W reakcji tlenku chromu(III) z roztworem wodorotlenku sodu (doświadczenie A) również powstaje rozpuszczalna w wodzie sól, ale nie jest to chlorek chromu(III), ponieważ w powstającej soli chrom stanowi składnik anionu. Jest to anion kompleksowy, w którym liczba koordynacyjna jest równa 4. Wzór tego jonu najłatwiej wyprowadzić, pamiętając, że jeżeli tlenek chromu(III) jest amfoteryczny, to amfoteryczny jest również wodorotlenek chromu(III) o wzorze $Cr(OH)_3$. W reakcji tego wodorotlenku z mocną zasadą powstaje taki sam jon kompleksowy chromu(III), jak w reakcji tlenku chromu(III) z zasadą:
$Cr(OH)_3 + OH^- \rightarrow [Cr(OH)_4]^-$.
Wobec tego równanie reakcji tlenku chromu(III) z roztworem wodorotlenku sodu ma następującą postać: $Cr_2O_3 + 2Na^+ + 2OH^- + 3H_2O \rightarrow 2Na^+ + 2[Cr(OH)_4]^-$.
Widzimy, że jony Na^+ nie biorą udziału w reakcji, równanie reakcji możemy więc uprościć, odejmując od obu jego stron $2Na^+$: $Cr_2O_3 + 2OH^- + 3H_2O \rightarrow 2[Cr(OH)_4]^-$.
Uzyskujemy jego skróconą postać.

Poprawna odpowiedź
a) Probówka I w doświadczeniach A i B: CrO.
Probówka II w doświadczeniach A i B: Cr_2O_3.
b) 1. zasadowe, kwasami
2. amfoteryczne, kwasami, zasadami
c) Doświadczenie A: $Cr_2O_3 + 2OH^- + 3H_2O \rightarrow 2[Cr(OH)_4]^-$
Doświadczenie B: $Cr_2O_3 + 6H^+ \rightarrow 2Cr^{3+} + 3H_2O$

Zadanie 88.
Na 10 g stopu Monela zawierającego 67% niklu, 32% miedzi i 1% manganu (w procentach masowych) podziałano kwasem solnym o stężeniu 0,5 mol · dm^{-3}.
Podczas tego procesu przebiegały reakcje opisane równaniami:

$$Ni + 2HCl \rightarrow NiCl_2 + H_2$$
$$Mn + 2HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2$$

Na podstawie: K.H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Warszawa 2007, s. 570.

a) Oblicz objętość kwasu solnego potrzebną do całkowitego roztworzenia niklu i manganu w 10 g stopu Monela, jeżeli reakcja przebiega z wydajnością równą 100%.
b) Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i podkreśl właściwe określenie w każdym nawiasie tak, aby zdania były prawdziwe.

1. Miedź w szeregu elektrochemicznym metali znajduje się (przed/za) wodorem i (wypiera wodór/nie wypiera wodoru) z rozcieńczonego kwas siarkowego(VI).
2. Miedź nie reaguje z kwasem solnym, ponieważ kwas ten (należy/nie należy) do kwasów utleniających.

Wskazówki do rozwiązania zadania

a)

Korzystając z podanej informacji, należy obliczyć masę niklu i manganu zawartą w 10 g stopu. Masa niklu w 10 g stopu zawierającego 67% tego metalu wynosi 6,7 g, a masa manganu w 10 g stopu zawierającego 1% tego metalu wynosi 0,1 g. Następny krok, to obliczenie liczby moli tych metali w obliczonych ich masach (wartości masy molowej niklu i manganu z układu okresowego):

1 mol Ni – 59 g
x moli Ni – 6,7 g $\qquad x = 0{,}113$ mola
1 mol Mn – 55 g
y moli Mn – 0,1 g $\qquad y = 0{,}002$ mola

Mając liczby moli obu metali, można obliczyć – korzystając z równań reakcji – liczbę moli kwasu solnego:

1 mol Ni – 2 mole HCl
0,113 mola – x $\qquad x = 0{,}226$ mola
1 mol Mn – 2 mole HCl
0,002 mola – y $\qquad y = 0{,}004$ mola

Łączna liczba moli kwasu potrzebna do całkowitego roztworzenia obu metali wynosi
$n_{HCl} = 0{,}226$ mola + 0,004 mola = 0,230 mola.

Mając liczbę moli kwasu i stężenie molowe jego roztworu, należy obliczyć objętość roztworu kwasu.

$$c_m = \frac{n}{V} \quad \Rightarrow \quad V = \frac{n}{c_m} \quad \Rightarrow \quad V_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{c_{HCl}} = \frac{0{,}232 \text{ mola}}{0{,}5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}} = 0{,}464 \text{ dm}^3$$

b)

Uzupełnienie podanych zdań wymaga skorzystania z szeregu elektrochemicznego metali zawartego w zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*. Z położenia miedzi w tym szeregu wynika, że – ponieważ znajduje się za wodorem – nie wypiera wodoru z kwasów. Miedź reaguje tylko z tak zwanymi kwasami utleniającymi, czyli takimi, których anion jest silniejszym utleniaczem niż kation wodorowy H^+. Kwas solny nie ma takich właściwości, ponieważ chlor w HCl występuje na –I stopniu utlenienia i nie może się bardziej zredukować – może się tylko utlenić, bo stopień utlenienia równy –I jest jego najniższym stopniem utlenienia.

a) **Przykłady poprawnych odpowiedzi**

Dane:
67% Ni
32% Cu
1% Mn
$c_{HCl} = 0{,}5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
$m_{stopu} = 10$ g

Szukane:
V_{HCl}

Rozwiązanie:

I sposób

Masa Ni w 10 g stopu zawierającego 67% Ni wynosi 6,7 g.
Masa Mn w 10 g stopu zawierającego 1% Mn wynosi 0,1 g.

Obliczenie liczby moli HCl potrzebnego do roztworzenia Ni:
59 g Ni – 2 mole HCl
6,7 g Ni – x $x = 0{,}227$ mola
Obliczenie liczby moli HCl potrzebnego do roztworzenia Mn:
55 g Mn – 2 mole HCl
0,1 g Mn – y $y = 0{,}004$ mola
Obliczenie łącznej liczby moli HCl:
$n_{HCl} = 0{,}227$ mola + 0,004 mola = 0,231 mola
Obliczenie objętości kwasu solnego:

$$c_m = \frac{n}{V} \quad \Rightarrow \quad V = \frac{n}{c_m} \quad \Rightarrow \quad V_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{c_{HCl}} = \frac{0{,}231 \text{ mola}}{0{,}5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}} = 0{,}462 \text{ dm}^3$$

II sposób
Masa Ni w 10 g stopu zawierającego 67% Ni wynosi 6,7 g.
Masa Mn w 10 g stopu zawierającego 1% Mn wynosi 0,1 g.
Obliczenie liczby moli Ni:
1 mol Ni – 59 g
x moli Ni – 6,7 g $x = 0{,}114$ mola
Obliczenie liczby moli Mn:
1 mol Mn – 55 g
y moli Mn – 0,1 g $y = 0{,}002$ mola
Obliczenie liczby moli HCl:
1 mol Ni – 2 mole HCl
0,114 mola – x $x = 0{,}228$ mola
1 mol Mn – 2 mole HCl
0,002 mola – y $y = 0{,}004$ mola
Obliczenie łącznej liczby moli HCl:
$n_{HCl} = 0{,}228$ mola + 0,004 mola = 0,232 mola
Obliczenie objętości kwasu solnego:

$$c_m = \frac{n}{V} \quad \Rightarrow \quad V = \frac{n}{c_m} \quad \Rightarrow \quad V_{HCl} = \frac{n_{HCl}}{c_{HCl}} = \frac{0{,}232 \text{ mola}}{0{,}5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}} = 0{,}464 \text{ dm}^3$$

b) 1. za, nie wypiera wodoru
2. nie należy

Zadanie 89.
Glin tworzy związki nazywane ałunami glinowymi. Są to podwójne siarczany dwóch metali, spośród których jeden występuje w ałunie na I stopniu utlenienia, a drugi na III stopniu utlenienia. Ogólny wzór ałunu jest następujący: $\overset{I}{M}_2SO_4 \cdot \overset{III}{M}_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$. Skład ałunu można również przedstawić w postaci wzoru uproszczonego: $\overset{I}{M}\overset{III}{M}(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$. Metalami przyjmującymi w ałunach stopień utlenienia równy I mogą być np. potas lub sód, a metalami przyjmującymi stopień utlenienia równy III – glin, żelazo lub chrom.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2012, s. 818.

Najbardziej znanym przedstawicielem ałunów jest ałun glinowo-potasowy.

a) Przedstaw wzór ałunu glinowo-potasowego w postaci wzoru ogólnego i w postaci wzoru uproszczonego.

Sole podwójne istnieją tylko w stanie stałym. Podczas rozpuszczania w wodzie ulegają dysocjacji jonowej.

b) Napisz wzory jonów powstałych w procesie dysocjacji ałunu glinowo-potasowego.

Wskazówki do rozwiązania zadania

a)

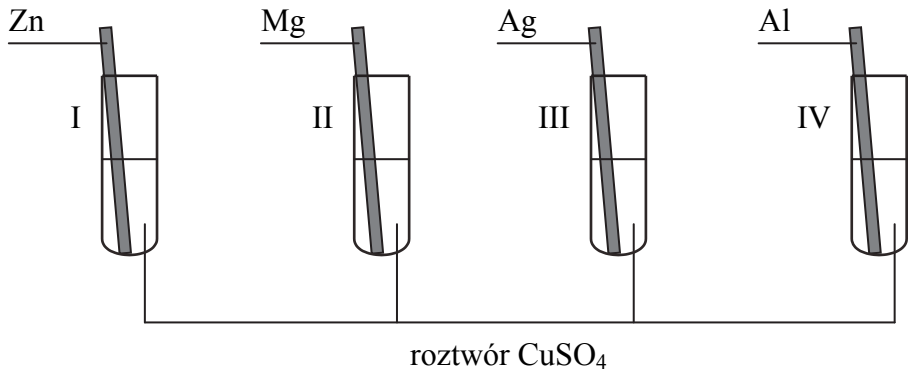
Wzór ogólny ałunu glinowo-potasowego to $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$. Wzór ten otrzymujemy, podstawiając do ogólnego wzoru ałunu podanego w informacji w miejsce $\overset{I}{M}$ symbol potasu K, a w miejsce $\overset{III}{M}$ – symbol glinu Al. Podobnie postępujemy, układając wzór uproszczony tego ałunu. Postać uproszczona ałunu glinowo-potasowego to: $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$.

b)

Sole podwójne podczas rozpuszczania w wodzie ulegają dysocjacji jonowej. W procesie dysocjacji ałunu glinowo-potasowego, który jest hydratem siarczanu(VI) potasu i siarczanu(VI) glinu, powstają jony, które znajdują się w roztworach wodnych tych soli, a więc K^+, Al^{3+}, SO_4^{2-}. W odpowiedzi można także uwzględnić obecność jonów H^+ i OH^- pochodzących z dysocjacji wody, ale nie jest to wymagane.

Zadanie 90.

Badając aktywność metali, przeprowadzono doświadczenie zilustrowane rysunkiem:



a) Dokończ zdania, wpisując numery wybranych probówek.

1. Niebieski roztwór $CuSO_4$ odbarwiał się w probówkach ..... .
2. Spośród metali, które wprowadzono do roztworu $CuSO_4$, najsilniejsze właściwości redukujące wykazuje metal wprowadzony do probówki ..... .

Próbkę pewnego metalu X wprowadzono do wodnego roztworu $CuSO_4$. Zaszła reakcja zgodnie z równaniem:

$$X + CuSO_4 \rightarrow XSO_4 + Cu$$

Roztworzeniu 27,9 g metalu X towarzyszyło wydzielenie 15 g miedzi.

b) Oblicz masę molową metalu X. Wynik podaj w zaokrągleniu do jedności.

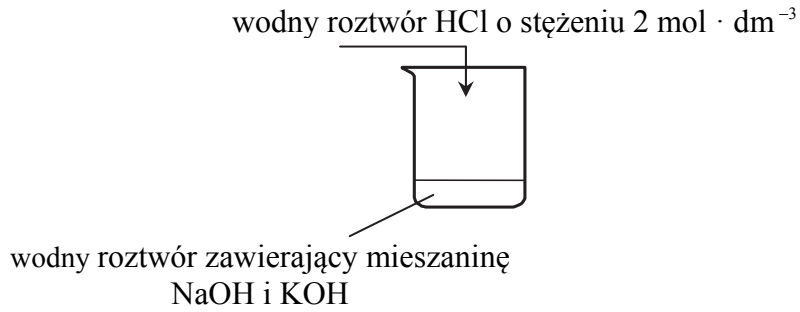
Wskazówki do rozwiązania zadania

a)

Odbarwienie niebieskiego roztworu $CuSO_4$ oznacza, że usunięte zostały z niego jony miedzi(II). Możliwe to było dzięki reakcji tych jonów z metalem, z którego zrobiona była blaszka. Reakcja ta polega na redukcji jonów miedzi(II) do miedzi metalicznej i utlenieniu materiału blaszki. Jest to możliwe w przypadku metali, które są silniejszymi reduktorami niż miedź. Informację tę odczytamy z szeregu elektrochemicznego wybranych metali: każdy metal poprzedzający w nim miedź ma takie właściwości. Spośród metali użytych w doświadczeniu, miedź mogą zredukować cynk, magnez i glin, dlatego niebieski roztwór $CuSO_4$ odbarwił się w probówkach I, II i IV. Najsilniejsze właściwości redukujące ma

magnez, który w szeregu elektrochemicznym poprzedza wszystkie pozostałe metale użyte w doświadczeniu.
b)
Przy rozwiązaniu zadania należy zwrócić uwagę na zależność liczby moli metalu X i miedzi, która wynika z podanego równania reakcji: jeżeli reaguje 1 mol metalu X, to powstaje 1 mol miedzi. W zadaniu podana jest masa próbki metalu X i masa powstałej miedzi. Zadanie można rozwiązać na dwa sposoby. Jednym z nich jest ułożenie proporcji:
27,9 g X – 15 g Cu
x – 64 g · mol^{-1} $x = 119$ g · mol^{-1}.
Tyle wynosi masa molowa metalu X.

Informacja do zadań 91. i 92.
Przeprowadzono doświadczenie zilustrowane schematem:



Zadanie 91.
a) Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równanie reakcji, która zaszła podczas doświadczenia (patrz → informacja do zadań 91. i 92.).
b) Podaj, jakie jest stężenie molowe jonów H^+ i jonów OH^- po zakończeniu doświadczenia, jeżeli w reakcji wzięły udział stechiometryczne ilości reagentów.

Zadanie 92.
Do zobojętnienia roztworu zawierającego 3 g mieszaniny KOH i NaOH zużyto 30 cm^3 kwasu solnego (patrz → informacja do zadań 91. i 92.).
Oblicz, ile procent masowych KOH i NaOH zawierała mieszanina.

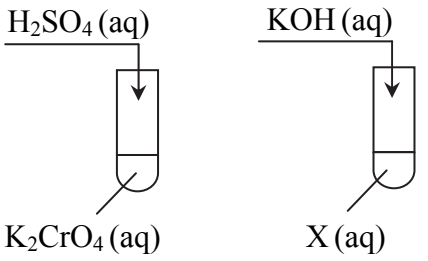
Informacja do zadań 93. i 94.
Żółty roztwór chromianu(VI) potasu po zakwaszeniu zmienia barwę na pomarańczową wskutek tworzenia się jonów dichromianowych(VI) $Cr_2O_7^{2-}$. Po wprowadzeniu jonów H_3O^+ powstają w pierwszej chwili jony $HCrO_4^-$, ulegające następnie kondensacji z utworzeniem jonów dichromianowych(VI).

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004, s. 893.

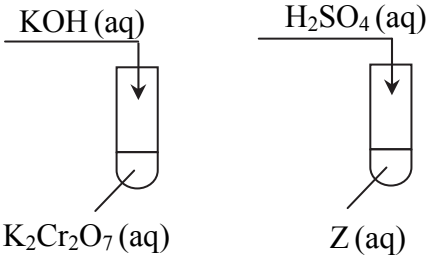
Przeprowadzono dwa doświadczenia.
Doświadczenie 1.
Do probówki z wodnym roztworem chromianu(VI) potasu dodawano wodny roztwór kwasu siarkowego(VI) aż do zmiany zabarwienia roztworu na pomarańczową (etap I, w wyniku którego otrzymano substancję X). Następnie do tej samej probówki dodawano wodny roztwór wodorotlenku potasu, aż do uzyskania pierwotnej barwy roztworu (etap II).

Doświadczenie 2.
Do probówki z wodnym roztworem dichromianu(VI) potasu dodawano wodny roztwór wodorotlenku potasu aż do zmiany zabarwienia roztworu na żółtą (etap I, w wyniku którego otrzymano substancję Z). Następnie do tej samej probówki dodawano wodny roztwór kwasu siarkowego(VI), aż do uzyskania pierwotnej barwy roztworu (etap II).
Doświadczenia zilustrowano schematami.

Doświadczenie 1.



Doświadczenie 2.



Zadanie 93.
Zaznacz odpowiedź, w której podano poprawne wzory substancji X i Z (patrz → informacja do zadań 93. i 94.).

	X	**Z**
A	$Cr_2(SO_4)_3$	$Cr(OH)_3$
B	$Cr_2(SO_4)_3$	K_2CrO_4
C	$K_2Cr_2O_7$	K_2CrO_4
D	$K_2Cr_2O_7$	$Cr(OH)_3$

Zadanie 94.
a) Napisz, w odpowiedniej kolejności, <u>w formie jonowej skróconej</u> równania dwóch reakcji zachodzących podczas <u>I etapu</u> doświadczenia 1., w których wyniku powstał roztwór substancji X (patrz → informacja do zadań 93. i 94.).
b) Napisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równania reakcji zachodzących podczas <u>I i II etapu</u> doświadczenia 2.
c) Sformułuj wniosek dotyczący trwałości chromianów(VI) i dichromianów(VI) w zależności od środowiska reakcji.

Informacja do zadań 95.–100.
W tabeli zestawiono właściwości fizyczne borowców.

Nazwa pierwiastka	**Ogólna konfiguracja elektronów walencyjnych w stanie podstawowym**	**Rozpowszechnienie w skorupie ziemskiej**, %	**Gęstość**, $g \cdot cm^{-3}$	**Temperatura topnienia**, K
bor	ns^2np^1	$1{,}0 \cdot 10^{-4}$	2,34	2570,00
glin		8,23	2,70	933,47
gal		$1{,}9 \cdot 10^{-4}$	5,91	302,91
ind		$4{,}5 \cdot 10^{-5}$	7,31	429,75
tal		$8{,}5 \cdot 10^{-5}$	11,85	577,00

Większość pierwiastków 3. grupy układu okresowego stanowi mieszaninę 2 trwałych izotopów, np. tal występuje w przyrodzie w postaci 2 izotopów o masach równych 202,97 u i 204,97 u. Bor jest pierwiastkiem niemetalicznym, podczas gdy pozostałe pierwiastki tej grupy są metalami. Glin i tal mają typowe sieci metaliczne o najgęstszym ułożeniu atomów, gal i ind tworzą sieci rzadko spotykane u metali. Te różnice w strukturze powodują różnice w twardości i temperaturach topnienia. Glin jest kowalny i ciągliwy; gal jest twardy i kruchy, natomiast ind należy do najbardziej miękkich pierwiastków – daje się kroić nożem, podobnie jak tal. Elementarny bor wykazuje bardzo wysoką temperaturę topnienia, co jest spowodowane występowaniem w jego sieci przestrzennej silnych wiązań kowalencyjnych. Bor można otrzymać w reakcji redukcji tlenku boru metalicznym magnezem użytym w nadmiarze. Otrzymany tą metodą preparat zawiera 98% boru, natomiast 2% stanowią zanieczyszczenia takie, jak tlenek magnezu i nadmiar użytego do reakcji magnezu. Czysty krystaliczny bor można otrzymać między innymi przez rozkład termiczny jodku boru. Krystaliczny bor ma barwę czarnoszarą, wykazuje dużą twardość i jest złym przewodnikiem elektryczności; charakteryzuje się małą aktywnością chemiczną – nie działa na niego wrzący kwas solny ani kwas fluorowodorowy.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004, s. 760–793; J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2002, s. 202.

Zadanie 95.
Napisz, stosując zapis pełny (uwzględniający rozmieszczenie elektronów na podpowłokach), **konfigurację elektronową atomu galu** (patrz → informacja do zadań 95.–100.) **w stanie podstawowym oraz określ przynależność tego pierwiastka do bloku energetycznego** (konfiguracyjnego).

Zadanie 96.
Uzupełnij poniższe zdania. Wpisz fragment konfiguracji elektronowej atomu talu (patrz → informacja do zadań 95.–100.) **w stanie podstawowym, który odnosi się do elektronów walencyjnych, a także wybierz i podkreśl symbol typu podpowłoki oraz wartość głównej i pobocznej liczby kwantowej spośród podanych w nawiasach.**
Fragment konfiguracji elektronowej atomu talu w stanie podstawowym, który odnosi się do elektronów walencyjnych można zapisać w postaci ..... .
Jedyny niesparowany elektron atomu talu w stanie podstawowym należy do podpowłoki typu (*s*/*p*/*d*). Główna liczba kwantowa *n* opisująca stan tego elektronu wynosi (4/5/6), a poboczna liczba kwantowa *l* jest równa (0/1/2/3).

Zadanie 97.
Z układu okresowego pierwiastków odczytaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku średnią masę atomową talu i oblicz, jaki procent atomów talu występujących w przyrodzie stanowią atomy o masach atomowych podanych w informacji (patrz → informacja do zadań 95.–100.).

Zadanie 98.
Korzystając z informacji (patrz → informacja do zadań 95.–100.), **napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> dwa równania reakcji, w wyniku których można otrzymać bor.**

Zadanie 99.
Otrzymana w reakcji tlenku boru z magnezem mieszanina zawiera bor wraz z zanieczyszczeniami (patrz → informacja do zadań 95.–100.).

Zaprojektuj doświadczenie, którego przebieg pozwoli na usunięcie zanieczyszczeń z otrzymanej mieszaniny.
W tym celu:

a) podkreśl nazwę odczynnika, który dodany do rozdrobnionej mieszaniny przereaguje z zanieczyszczeniami, umożliwiając ich usunięcie. Odczynnik wybierz spośród podanych poniżej.

Odczynniki: wodny roztwór wodorotlenku sodu, kwas solny, wodny roztwór chlorku sodu.

b) zapisz w formie cząsteczkowej równania reakcji, jakie przebiegną podczas tego doświadczenia.

Zadanie 100.
Wpisz do tabeli literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F – jeśli jest fałszywe (patrz → informacja do zadań 95.–100.).

Zdanie	P/F
1. Spośród pierwiastków 13. grupy układu okresowego, które opisano w informacji wprowadzającej, najbardziej rozpowszechnionym w skorupie ziemskiej jest glin, a najmniej rozpowszechnionym ind.	
2. Wraz ze wzrostem liczby atomowej borowców, opisanych w informacji wprowadzającej, wzrasta ich gęstość i maleje temperatura topnienia.	
3. Wszystkie, opisane w informacji wprowadzającej, pierwiastki 13. grupy układu okresowego to typowe metale, kowalne i ciągliwe.	

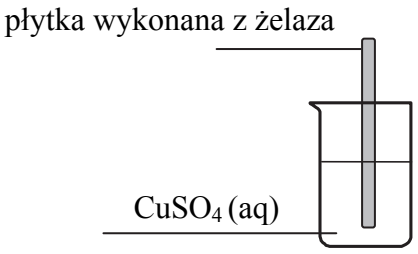
Informacja do zadań 101.–107.
Żelazo jest pierwiastkiem chemicznym, którego atomy występują w przyrodzie w postaci 4 trwałych odmian izotopowych. Najbardziej rozpowszechnioną odmianę stanowią nuklidy o liczbie masowej 56.
Silnie rozdrobnione żelazo zapala się samorzutnie w powietrzu. Produktem utleniania żelaza w wysokich temperaturach jest magnetyt, Fe_3O_4. Powstaje on także w czasie spalania żelaza w czystym tlenie (reakcja 1.). Oprócz tlenku Fe_3O_4 żelazo tworzy jeszcze 2 inne tlenki: FeO i Fe_2O_3. W podwyższonych temperaturach żelazo reaguje również z parą wodną według równania:

$$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$$

Roztwarzając czyste żelazo w kwasie solnym, uzyskuje się wodny roztwór chlorku żelaza(II) (reakcja 2.), natomiast działając gazowym chlorem na żelazo w podwyższonej temperaturze, uzyskuje się chlorek żelaza(III) (reakcja 3.). Pary chlorku żelaza(III) kondensują, tworząc ciemnobrunatne kryształy dobrze rozpuszczalne w wodzie.
Żelazo ma zdolność zastępowania mniej aktywnych metali w ich roztworach. Przebiega wtedy reakcja opisana schematem:

$$Me_{I} + Me_{II}^{2+} \rightarrow Me_{I}^{2+} + Me_{II}$$

Powyższa przemiana zachodzi także podczas doświadczenia zilustrowanego rysunkiem:



Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2004, s. 917–934;
M. Sienko, R. Plane, *Chemia, podstawy i zastosowania*, Warszawa 1996, s. 542–550;
J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne*, Gdańsk 2002, s. 202.

Zadanie 101.
Dla atomów nuklidu żelaza, opisanego w informacji wprowadzającej (patrz → informacja do zadań 101.–107.), **określ ładunek jądra, liczbę protonów, liczbę elektronów i liczbę neutronów.**

Zadanie 102.
W wyniku całkowitej redukcji wodorem 58 g pewnego tlenku żelaza otrzymano żelazo i 18 g wody.
Wykonując odpowiednie obliczenia, ustal, czy redukowanym tlenkiem mógł być magnetyt (patrz → informacja do zadań 101.–107.).

Zadanie 103.
Na 4,2 g żelaza podziałano nadmiarem pary wodnej i zainicjowano reakcję (patrz → informacja do zadań 101.–107.), która przebiegła z wydajnością równą 85%.
Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmie wodór, który wydzielił się podczas opisanej przemiany.

Zadanie 104.
Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> równania reakcji 1., 2. i 3., które opisano w informacji wprowadzającej do zadań (patrz → informacja do zadań 101.–107.).

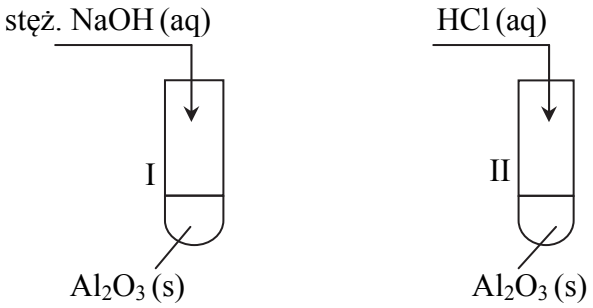
Zadanie 105.
Substancję, którą otrzymano w wyniku reakcji 3. (patrz → informacja do zadań 101.–107.), rozpuszczono w wodzie i zbadano odczyn wodnego roztworu tej substancji.
a) Określ odczyn wodnego roztworu opisanej substancji i potwierdź go odpowiednim równaniem reakcji zapisanym <u>w formie jonowej skróconej</u>.
b) Napisz wzory związków chemicznych i jonów obecnych w wodnym roztworze tej substancji.

Zadanie 106.
Substancję, którą otrzymano w reakcji 3. (patrz → informacja do zadań 101.–107.), rozpuszczono w wodzie i otrzymany roztwór wykorzystano jako odczynnik wyjściowy do przeprowadzenia doświadczenia, w którego wyniku otrzyma się najpierw wodorotlenek, a następnie odpowiedni tlenek żelaza.
Zaprojektuj doświadczenie, w którego wyniku otrzymasz najpierw wodorotlenek, a następnie odpowiedni tlenek żelaza.
a) Opisz sposób wykonania poszczególnych etapów doświadczenia. Uwzględnij w nim wzory lub nazwy użytych odczynników.
b) Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> równania reakcji, które przebiegną podczas wykonywanego doświadczenia. Zaznacz warunki prowadzenia procesu, jeśli dana przemiana tego wymaga.

Zadanie 107.
Skorzystaj z opisu doświadczenia (patrz → informacja do zadań 101.–107.), **a następnie wpisz do tabeli literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F – jeśli jest fałszywe.**

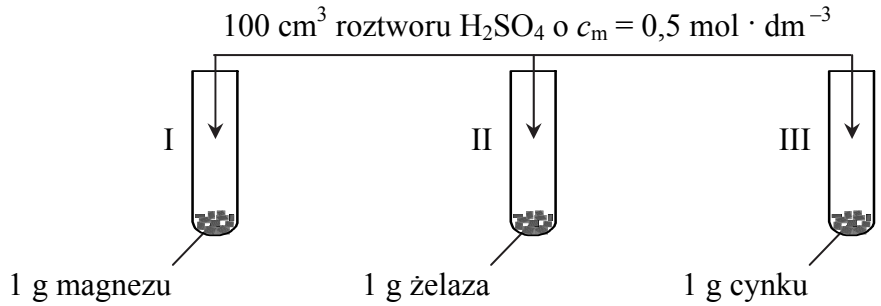
Zdanie	P/F
1. Podczas doświadczenia przebiegła reakcja chemiczna opisana równaniem: $Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu$	
2. Podczas przebiegu doświadczenia płytka pokryła się czerwonobrunatnym nalotem, a roztwór zmienił barwę z niebieskiej na zielonkawą.	
3. Gdyby po zakończeniu doświadczenia płytkę wyjęto z roztworu, a następnie wysuszono i zważono, to okazałoby się, że jej masa zmniejszyła się.	

Zadanie 108.
Wykonano doświadczenie, którego przebieg przedstawiono na poniższym schemacie. Celem doświadczenia było zbadanie właściwości chemicznych Al_2O_3. Do probówek ze stałym Al_2O_3 dodano w nadmiarze stężony NaOH (aq) i HCl (aq).



a) **Napisz, jakie możliwe do zaobserwowania zmiany towarzyszyły reakcjom zachodzącym w obu probówkach.**
b) **Zapisz <u>w formie jonowej skróconej</u> równania reakcji, które zaszły w obu probówkach, wiedząc, że produktem jednej z nich jest jon tetrahydroksoglinianowy.**
c) **Na podstawie wyników przeprowadzonego doświadczenia określ charakter chemiczny Al_2O_3.**

Informacja do zadań 109. i 110.
Do probówek, w których znajdują się próbki metali o tej samej masie, dodano jednakowe objętości wodnego roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 0,5 mol · dm^{-3}. Doświadczenie prowadzono do całkowitego roztworzenia metali. Przebieg doświadczenia ilustruje rysunek.



Zadanie 109.
Wybierz i podaj numer probówki (patrz → informacja do zadań 109. i 110.), **w której objętość wodoru wydzielonego po całkowitym roztworzeniu metalu była największa. Uzasadnij swój wybór.**

Zadanie 110.
Uszereguj metale użyte w doświadczeniu (patrz → informacja do zadań 109. i 110.) **według <u>malejących</u> właściwości redukujących, wpisując ich nazwy. Skorzystaj z szeregu elektrochemicznego metali.**

Informacja do zadań 111. i 112.
Chrom jest pierwiastkiem zajmującym pod względem rozpowszechnienia w skorupie ziemskiej 20. miejsce pomiędzy wszystkimi pierwiastkami. Najważniejszymi minerałami i znanymi rudami chromu są chromit $FeCr_2O_4$ oraz krokoit $PbCrO_4$. W sieci krystalograficznej

chromitu wyodrębniono jony Fe^{2+} i $Cr_2O_4^{2-}$. Chrom otrzymuje się na skalę przemysłową, poddając redukcji rudę chromitową. Reakcja ta zachodzi zgodnie z równaniem:

$$FeCr_2O_4 + 4C \rightarrow 2Cr + Fe + 4CO$$

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2002, s. 882–883.

Zadanie 111.
Oblicz stopień utlenienia chromu w jonie $Cr_2O_4^{2-}$ (patrz → informacja do zadań 111. i 112.).

Zadanie 112.
Huta otrzymała transport 280 t rudy chromitowej (patrz → informacja do zadań 111. i 112.), której 20% masy stanowiły zanieczyszczenia. W procesie technologicznym otrzymywania chromu jako reduktor zastosowano czysty koks, zużywając 48 t tego surowca.
Oblicz masę chromu, który otrzymano w opisanym procesie technologicznym przy wydajności równej 75%. Wynik podaj w tonach w zaokrągleniu do jedności.

Informacja do zadań 113.–117.
Dany jest ciąg przemian chemicznych:

$$Fe_3O_4 \xleftarrow{H_2O,\ T=470\ K} Fe \xrightarrow{HCl(aq)} FeCl_2(aq) \xrightarrow{KOH(aq)} X \xrightarrow{H_2O_2} Y \xrightarrow{T} Z$$

Zadanie 113.
Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> równanie reakcji żelaza z kwasem solnym i równanie reakcji żelaza z parą wodną, wiedząc, że w przypadku obu przemian produkt gazowy jest taki sam (patrz → informacja do zadań 113.–117.).

Zadanie 114.
Napisz <u>w postaci jonowej skróconej</u> równanie reakcji, podczas której otrzymano związek X (patrz → informacja do zadań 113.–117.).

Zadanie 115.
Podczas dodawania roztworu nadtlenku wodoru o stężeniu 30% masowych do związku X (patrz → informacja do zadań 113.–117.) zaobserwowano w warunkach doświadczenia zmianę barwy osadu na czerwonobrunatną.
Wpisz do tabeli literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F – jeżeli jest fałszywe.

Zdanie	P/F
1. W opisanej reakcji nadtlenek wodoru pełni rolę reduktora, w trakcie doświadczenia obserwujemy wydzielanie się pęcherzyków bezbarwnego gazu.	
2. W opisanej reakcji nadtlenek wodoru pełni rolę utleniacza, w trakcie doświadczenia obserwujemy wydzielanie się pęcherzyków bezbarwnego gazu.	
3. W opisanej reakcji nadtlenek wodoru pełni rolę utleniacza, w trakcie doświadczenia nie obserwujemy wydzielania się pęcherzyków gazu.	

Zadanie 116.
Napisz <u>w formie jonowej</u> z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy) **równania procesów redukcji i utleniania zachodzących podczas przemiany związku X w związek Y** (patrz → informacja do zadań 113.–117.).

Zadanie 117.
a) Określ charakter chemiczny związku Z (patrz → informacja do zadań 113.–117.).

b) Spośród poniższego zestawu odczynników wybierz dwa, które pozwolą jednoznacznie potwierdzić w sposób eksperymentalny przewidywany charakter chemiczny związku Z.

Zestaw odczynników: kwas solny o stężeniu 36,5% masowych, woda destylowana, alkoholowy roztwór fenoloftaleiny, wodny roztwór oranżu metylowego, wodny roztwór siarczanu(IV) sodu, stężony gorący wodny roztwór wodorotlenku potasu.

Informacja do zadań 118. i 119.

Na zajęciach koła chemicznego uczniowie mieli zaplanować i wykonać doświadczenie, podczas którego otrzymaliby wodorotlenek sodu.

Sformułowali cel doświadczenia: *Otrzymywanie wodorotlenku sodu NaOH w reakcji tlenku sodu Na_2O z wodą*. Następnie przystąpili do przeprowadzenia doświadczenia, wykonując kolejne czynności i notując spostrzeżenia:

1) do kolby stożkowej wprowadzili gazowy tlen z butli,
2) wyjęli ze słoika sód i po osuszeniu go z ciekłej parafiny umieścili małe ziarno tego metalu na łyżce do spalań,
3) zapalili sód w płomieniu palnika gazowego i płonący wprowadzili do kolby stożkowej,
4) kiedy płomień zgasł, strącili z łyżki na dno kolby jasnożółty proszek i wyjęli łyżkę do spalań z kolby,
5) po chwili dolali do kolby stożkowej wodę i zamieszali, obserwując rozpuszczanie się jasnożółtego proszku, czemu towarzyszyło wyraźne spienienie zawartości kolby,
6) kropla fenoloftaleiny dodana do otrzymanego roztworu zabarwiła go na malinowo.

Po przeprowadzeniu doświadczenia uczniowie wyciągnęli następujący wniosek: *Sód spalany w tlenie daje tlenek sodu, który rozpuszcza się w wodzie i z nią reaguje, a produktem tej reakcji jest wodorotlenek sodu*.

Zadanie 118.

a) Analizując przebieg doświadczenia przeprowadzonego przez uczniów (patrz → informacja do zadań 118. i 119.), **wyjaśnij przyczynę spienienia się zawartości kolby w trakcie rozpuszczania jasnożółtego proszku w wodzie.**

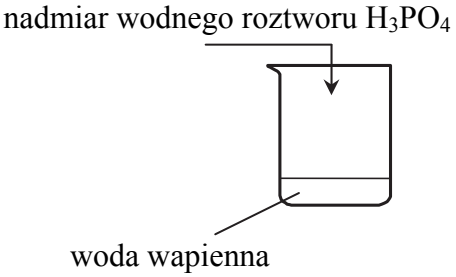
b) Na podstawie zapisanych poprawnie przez uczniów obserwacji sformułuj właściwy wniosek wynikający z doświadczenia.

Zadanie 119.

Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji spalania sodu w tlenie (patrz → informacja do zadań 118. i 119.).

1.8. Niemetale

Zadanie 120.
Przeprowadzono doświadczenie zilustrowane schematem:



a) Napisz, co zaobserwowano podczas przebiegu tego doświadczenia.
b) Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u> i w odpowiedniej kolejności dwa równania reakcji, które zachodzą podczas tego doświadczenia.
c) Napisz wzory wszystkich jonów, które mogą być obecne w roztworze po zakończeniu doświadczenia.

Wskazówki do rozwiązania zadania
a)
Rozwiązując to zadanie, dokonaj analizy schematu doświadczenia i zauważ, że do reakcji użyto nadmiar kwasu ortofosforowego(V). Korzystając z zestawu *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki* – z tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie – można stwierdzić, że ortofosforan(V) wapnia jest praktycznie nierozpuszczalny w wodzie. Tak więc należy przewidzieć, że początkowo wytrąci się osad. Z uwagi na fakt, że do reakcji użyto nadmiar kwasu, musisz wywnioskować, że osad będzie roztwarzał się, ponieważ powstająca wodorosól jest rozpuszczalna w wodzie.
b)
Rozwiązanie zadania polega na napisaniu równań reakcji zachodzących podczas doświadczenia. Pamiętaj, że pierwsza reakcja prowadzi do powstania ortofosforanu(V) wapnia. Zapisujemy więc wzory substratów i produktów, a następnie dokonujemy bilansu masy i dobieramy współczynniki stechiometryczne. Druga reakcja prowadzi do powstania wodoroortofosforanu(V) wapnia lub diwodoroortofosforanu(V) wapnia. Również zapisujemy wzory substratów i produktów, a następnie dokonujemy bilansu masy i dobieramy współczynniki stechiometryczne. Należy pamiętać, że oba równania należy zapisać zgodnie z poleceniem w formie cząsteczkowej.
c)
Rozwiązując to zadanie, musisz przewidzieć, jakie są produkty reakcji, i czy są one rozpuszczalne w wodzie. Powstające w końcowym efekcie sole są rozpuszczalne w wodzie, a więc ulegają dysocjacji elektrolitycznej. Trzeba więc pamiętać, że w roztworze będą obecne jony powstałe z dysocjacji tych soli, czyli: Ca^{2+}, HPO_4^{2-}, $H_2PO_4^-$ (i jest to wystarczająca odpowiedź), ale również obecne mogą być jony powstałe z dysocjacji kwasu (H^+ lub H_3O^+), jak również w minimalnej ilości jony PO_4^{3-} (też powstałe z dysocjacji kwasu) i jony OH^-.

Przykład poprawnej odpowiedzi
a) Początkowo wytrącił się biały osad, który w wyniku dalszego dodawania kwasu roztwarzał się.

b) Reakcja I: $3Ca(OH)_2 + 2H_3PO_4 \rightarrow Ca_3(PO_4)_2 + 6H_2O$
Reakcja II: $Ca_3(PO_4)_2 + H_3PO_4 \rightarrow 3CaHPO_4$
lub/i $Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 \rightarrow 3Ca(H_2PO_4)_2$
c) Ca^{2+}, PO_4^{3-}, HPO_4^{2-}, $H_2PO_4^-$, H^+ (lub H_3O^+), OH^-

Zadanie 121.
Proces utleniania siarczku arsenu(III) stężonym kwasem azotowym(V) przedstawia schemat:

$$As_2S_3 + NO_3^- + H_2O \rightarrow AsO_4^{3-} + SO_4^{2-} + H^+ + NO$$

a) Napisz <u>w formie jonowej</u> z uwzględnieniem pobranych lub oddanych elektronów (zapis jonowo-elektronowy) **równania procesów redukcji i utleniania.**
b) Uzupełnij współczynniki stechiometryczne w poniższym schemacie.

..... As_2S_3 + ... NO_3^- + ... $H_2O \rightarrow$ ..... AsO_4^{3-} + ... SO_4^{2-} + ... H^+ + ... NO

Wskazówki do rozwiązania zadania
a)
Rozwiązanie podpunktu a) zadania musisz rozpocząć od wyznaczenia stopni utlenienia tych atomów, które je zmieniają i zapisać schematy procesów utleniania i redukcji:

$NO_3^- \rightarrow NO$

$As_2S_3 \rightarrow 2AsO_4^{3-} + 3SO_4^{2-}$

Następnie każdy schemat należy zbilansować zgodnie z prawem zachowania masy i ładunku, otrzymując równania:

1) $NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O$

2) $As_2S_3 + 20H_2O \rightarrow 2AsO_4^{3-} + 3SO_4^{2-} + 40H^+ + 28e^-$

b)
Równania połówkowe zapisane w rozwiązaniu części a) zadania posłużą do uzupełnienia współczynników w podanym schemacie reakcji w części b) zadania.
Pamiętaj, że w reakcjach utleniania-redukcji liczba elektronów oddawanych przez jony lub atomy ulegające utlenieniu musi być równa liczbie elektronów pobranych przez jony lub atomy ulegające redukcji.
Teraz każde otrzymane równanie musisz pomnożyć przez liczbę przeniesionych elektronów: równanie 1) należy pomnożyć przez 28, a równanie 2) przez 3, a następnie dodać je stronami, co daje:

$3As_2S_3 + 60H_2O + 28NO_3^- + 112H^+ \rightarrow 6AsO_4^{3-} + 9SO_4^{2-} + 120H^+ + 28NO + 56H_2O$

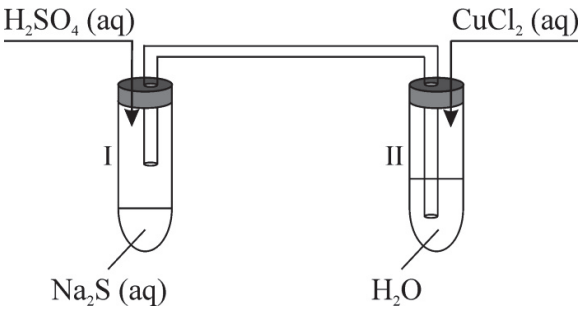
W kolejnym kroku dokonaj uproszczenia pozwalającego na otrzymanie równania:

$3As_2S_3 + 4H_2O + 28NO_3^- \rightarrow 6AsO_4^{3-} + 9SO_4^{2-} + 8H^+ + 28NO$

które jest rozwiązaniem podpunktu b) zadania.

Poprawna odpowiedź
a) Równanie procesu redukcji: $NO_3^- + 4H^+ + 3e^- \rightarrow NO + 2H_2O \quad | \cdot 28$
Równanie procesu utleniania: $As_2S_3 + 20H_2O \rightarrow 2AsO_4^{3-} + 3SO_4^{2-} + 40H^+ + 28e^- \quad | \cdot 3$
Uwaga: *Zapis mnożenia równań przez 28 oraz przez 3 nie jest wymagany.*
b) $3As_2S_3 + 4H_2O + 28NO_3^- \rightarrow 6AsO_4^{3-} + 9SO_4^{2-} + 8H^+ + 28NO$

Zadanie 122.
Przeprowadzono doświadczenie zilustrowane rysunkiem:



a) Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji zachodzącej w probówce I.
b) Napisz, co zaobserwowano podczas doświadczenia w probówce II. Odpowiedź uzasadnij, pisząc w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która zaszła w tej probówce.

Wskazówki do rozwiązania zadania
a)
Kwas siarkowy(VI) wypiera siarkowodór z jego soli, czyli siarczków, dlatego w probówce I powstaje gazowy siarkowodór, a w roztworze pozostają jony Na^+ i SO_4^{2-}, które po odparowaniu wody dają siarczan(VI) sodu. Substratami tej reakcji (w ujęciu niejonowym) są więc kwas siarkowy(VI) i siarczek sodu, a produktami – siarkowodór i siarczan(VI) sodu: $Na_2S + 2H_2SO_4 \rightarrow H_2S + Na_2SO_4$.
b)
Powstały w probówce I siarkowodór jest gazem, który rurką przedostaje się do probówki II. Reagując z jonami miedzi(II), powoduje wytrącenie nierozpuszczalnego w wodzie siarczku miedzi(II). Fakt, że chlorek miedzi(II) jest rozpuszczalny, a siarczek miedzi(II) nie rozpuszcza się w wodzie, odczytujemy z tablicy rozpuszczalności, która jest zamieszczona w zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*. Możemy zatem ustalić, że w probówce II do roztworu, w którym obecne są jony miedzi(II) zostaje wprowadzony siarkowodór, co prowadzi do powstania nierozpuszczalnego siarczku miedzi(II): $Cu^{2+} + H_2S \rightarrow CuS + 2H^+$. Siarczek ten tworzy czarny osad, ale podanie barwy osadu nie jest konieczne.

Informacja do zadań 123. i 124.
Azydek sodu NaN_3 jest solą kwasu azotowodorowego HN_3. Azydek ten otrzymuje się w reakcji amidku sodu $NaNH_2$, który również jest solą, z tlenkiem azotu(I) w środowisku bezwodnym. Azydek sodu rozkłada się z wydzieleniem azotu zgodnie z równaniem:

$$2NaN_3 \rightarrow 2Na + 3N_2$$

na skutek intensywnego ogrzewania lub gwałtownego uderzenia, dzięki czemu jest on źródłem azotu w poduszkach powietrznych stosowanych w samochodach. Metaliczny sód, który powstaje w tej reakcji, jest neutralizowany w trakcie procesów współbieżnych do krzemianu sodu. Azot jest jedynym gazowym produktem przemian zachodzących w poduszce powietrznej. Równaniem łączącym ciśnienie gazu p, jego objętość V, liczbę moli gazu n i temperaturę T jest równanie Clapeyrona:

$$pV = nRT$$

w którym R jest stałą gazową o wartości $83{,}1\ \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$.

Na podstawie: L. Pajdowski, *Chemia ogólna*, Warszawa 1999, s. 386.

Zadanie 123.
Oblicz stopień utlenienia atomu azotu w <u>amidku</u> sodu (patrz → informacja do zadań 123. i 124.).

Wskazówki do rozwiązania zadania
Aby obliczyć stopień utlenienia azotu w amidku sodu o wzorze $NaNH_2$, trzeba uwzględnić podaną informację, że związek ten należy do soli. W solach, które są związkami jonowymi, sód przyjmuje stopień utlenienia +I jako kation Na^+. Anion tworzący tę sól, ma wobec tego wzór NH_2^-. W anionie tym atomem o większej elektroujemności jest atom azotu, więc będzie przyjmować ujemny stopień utlenienia, a wodór dodatni +I. W jonie NH_2^- suma stopni utlenienia 1 atomu azotu x i 2 atomów wodoru jest równa ładunkowi tego jonu, czyli –1: $x + 2(+1) = -1$. Z równania wynika, że $x = -3$, zatem stopień utlenienia azotu jest równy –III.

Zadanie 124.
Na skutek kolizji bocznej pojazdu został uruchomiony mechanizm bocznej poduszki powietrznej ukrytej w zagłówku siedzenia kierowcy. Znajdujący się w poduszce azydek sodu (patrz → informacja do zadań 123. i 124.) o masie 13,00 g rozłożył się całkowicie. Objętość poduszki była równa 12,00 dm^3. Temperatura panująca w pojeździe wynosiła 22,00 °C.
Oblicz ciśnienie panujące w poduszce powietrznej po całkowitym rozkładzie azydku sodu. Wynik wyraź w hektopaskalach w zaokrągleniu do jedności.

Zadanie 125.
W tlenie amoniak spala się żółtawym płomieniem, dając wodę i azot. Zmiana entalpii zmierzona w warunkach standardowych towarzysząca tej reakcji wynosi $\Delta H^\circ = -903\ \mathrm{kJ \cdot mol^{-1}}$. W obecności katalizatora platynowego amoniak spala się do tlenku azotu(II) i wody, a zmiana entalpii towarzysząca tej reakcji wynosi $\Delta H^\circ = -1260\ \mathrm{kJ \cdot mol^{-1}}$. Reakcję tę przeprowadza się na skalę przemysłową.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, t. 2, Warszawa 2002, s. 651.

Zapisz w postaci cząsteczkowej równanie reakcji przebiegającej podczas spalania amoniaku w tlenie <u>bez użycia</u> katalizatora platynowego.

Informacja do zadań 126.–128.
Siarkowodór otrzymywany jest w laboratorium w reakcji kwasu solnego z siarczkiem żelaza(II). Reakcja ta przebiega zgodnie z równaniem:

$$FeS(s) + 2HCl(aq) \rightarrow FeCl_2(aq) + H_2S(g)$$

Tak otrzymany gazowy siarkowodór wykorzystuje się w analizie chemicznej do wytrącania osadów trudno rozpuszczalnych siarczków, np. siarczku cynku. Gdy wodny roztwór, w którym znajdują się jony cynku, nasyca się siarkowodorem, zachodzi reakcja opisana równaniem:

$$Zn^{2+} + H_2S \rightarrow ZnS\downarrow + 2H^+$$

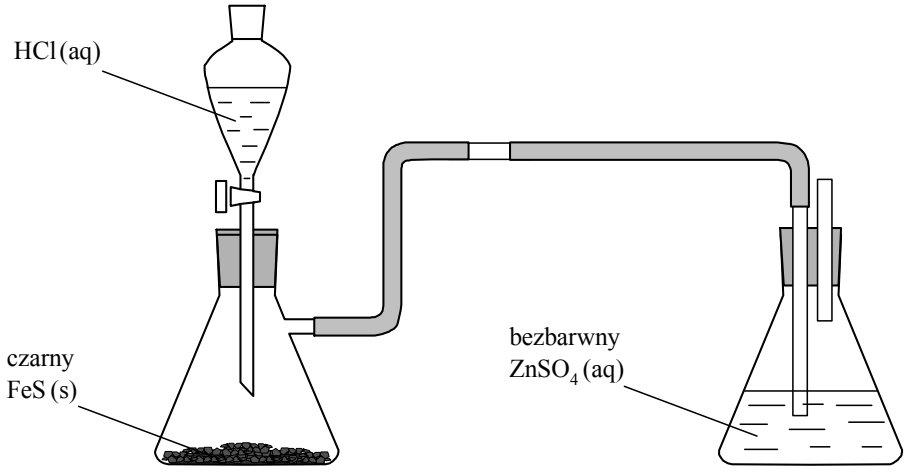
Po zakończeniu reakcji biały osad siarczku cynku odsącza się na sączku z bibuły, przemywa i umieszcza wraz z sączkiem w uprzednio zważonym porcelanowym tyglu. Następnie spala się sączek i praży osad w temperaturze 900 °C aż do uzyskania stałej masy. Podczas prażenia osad siarczku cynku przechodzi w tlenek cynku zgodnie z równaniem:

$$2ZnS + 3O_2 \rightarrow 2ZnO + 2SO_2\uparrow$$

Znając masę otrzymanego tlenku cynku, można obliczyć masę cynku, który znajdował się w badanym roztworze.

Na podstawie: J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna. Chemiczne metody analizy ilościowej*, t. 2, Warszawa 1998, s. 174–175.

Zadanie 126.
Przeprowadzono doświadczenie, którego przebieg przedstawiono na poniższym rysunku.



Napisz, jakie zmiany zaobserwowano w czasie doświadczenia w kolbie I i II (patrz → informacja do zadań 126.–128.).

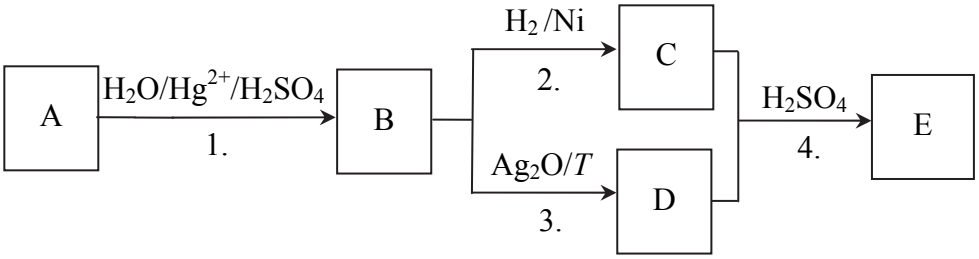
Zadanie 127.
Oblicz, ile centymetrów sześciennych siarkowodoru powstanie w warunkach normalnych w reakcji 10 cm^3 kwasu solnego o stężeniu 5 mol · dm^{-3} z nadmiarem siarczku żelaza(II) (patrz → informacja do zadań 126.–128.).

Zadanie 128.
Aby wyznaczyć stężenie jonów cynku w badanym wodnym roztworze rozpuszczalnej soli cynku, pobrano próbkę tego roztworu o objętości 50 cm^3 i umieszczono ją w zlewce. Pobrany roztwór rozcieńczono i ogrzano, a następnie pod wyciągiem nasycano siarkowodorem. Po upływie godziny od zakończenia reakcji wytrącony osad odsączono, przemyto i włożono do tygla, w którym był prażony do stałej masy. Otrzymano 243 mg tlenku cynku (patrz → informacja do zadań 126.–128.). **Oblicz stężenie molowe jonów cynku w badanym roztworze.**

1.9. Węglowodory

Zadanie 129.

Na związek A (alkin) podziałano wodą w środowisku H_2SO_4 oraz w obecności jonów Hg^{2+} ($HgSO_4$) i w wyniku addycji otrzymano związek B. Część związku B uwodorniono w obecności katalizatora niklowego i otrzymano związek C, a drugą część związku B utleniono, ogrzewając go z odczynnikiem Tollensa i otrzymano związek D. W wyniku ogrzania mieszaniny związków C i D w obecności kwasu siarkowego(VI) powstał ester E (octan) o przyjemnym zapachu. Opisane procesy ilustruje poniższy schemat.



a) Wpisz do tabeli wzory półstrukturalne (grupowe) **związków organicznych oznaczonych na schemacie literami A, B, C, D i E.**

Wzory półstrukturalne związków				
A	B	C	D	E

b) Stosując wzory półstrukturalne (grupowe) **związków organicznych, napisz równanie reakcji oznaczonej na schemacie numerem 1. oraz równanie reakcji oznaczonej na schemacie numerem 2. Zaznacz warunki prowadzenia obu procesów.**

Wskazówki do rozwiązania zadania

a)

Do rozwiązania tej części zadania konieczna jest wnikliwa analiza tekstu oraz schematu ciągu przemian zawartych w materiale źródłowym. Wynika z niej, że alkin A i wszystkie pochodne biorące udział w opisanych przemianach muszą mieć w cząsteczce 2 atomy węgla. Na początku ustal wzór związku A. Będzie nim jedyny alkin o 2 atomach węgla w cząsteczce – etyn o wzorze CH≡CH. Następnie ustal wzory kolejnych pochodnych. W wyniku addycji wody do etynu powstanie związek o wzorze sumarycznym C_2H_4O, a więc związek o wzorze półstrukturalnym CH_3CHO (etanal). Trzeba wiedzieć, że w wyniku redukcji aldehydów, np. uwodornienia aldehydów, powstają alkohole, a w wyniku utlenienia aldehydów powstają kwasy karboksylowe. Tak więc w wyniku uwodornienia etanalu powstaje etanol o wzorze CH_3CH_2OH (jednocześnie wiadomo, że w cząsteczce związku C są 2 atomy wodoru więcej niż w czasteczce związku B), a w wyniku utleniania etanalu powstaje kwas etanowy o wzorze CH_3COOH (związek D). Wiemy, że związkiem E jest octan. Zauważ, że alkohole reagują z kwasami karboksylowymi i w wyniku tych reakcji powstają estry o wzorze ogólnym R_1COOR_2. Tak więc związkiem E jest octan etylu o wzorze $CH_3COOCH_2CH_3$. W odpowiedzi do zadania musimy podać wzory półstrukturalne (grupowe) związków. Napisanie wzorów sumarycznych (nawet poprawnych merytorycznie) będzie skutkowało nieprzyznaniem punktów.

b)
Do rozwiązania tej części zadania konieczna jest wnikliwa analiza tekstu oraz schematu ciągu przemian zawartych w materiale źródłowym. Wzory reagentów A, B i C zostały ustalone w części a) zadania. Pamiętaj, że zarówno reakcja oznaczona numerem 1., jak i reakcja oznaczona numerem 2. są procesami addycji, a więc przyłączania. Znając wzory wszystkich reagentów, zapisz je po odpowiednich stronach równań, a następnie dokonaj bilansu masy. Pamiętaj o zaznaczeniu warunków prowadzenia obu procesów.

Przykłady poprawnych odpowiedzi
a)

Wzory półstrukturalne związków				
A	B	C	D	E
$CH{\equiv}CH$	CH_3CHO	CH_3CH_2OH *lub* C_2H_5OH	CH_3COOH	$CH_3COOCH_2CH_3$ *lub* $CH_3COOC_2H_5$

b) Równanie reakcji oznaczonej na schemacie numerem 1.:

$$CH{\equiv}CH + H_2O \xrightarrow{Hg^{2+}/H^+} CH_3CHO$$

lub

$$CH{\equiv}CH + H_2O \xrightarrow{HgSO_4/H_2SO_4} CH_3CHO$$

Równanie reakcji oznaczonej na schemacie numerem 2.:

$$CH_3CHO + H_2 \xrightarrow{Ni} CH_3CH_2OH$$

Zadanie 130.
Niektóre odczynniki utleniające powodują rozpad wiązania podwójnego w alkenach. Na przykład manganian(VII) potasu w środowisku obojętnym lub kwaśnym rozszczepia alkeny, dając produkty zawierające grupę karbonylową. Jeżeli przy podwójnym wiązaniu znajduje się atom wodoru, to powstają kwasy karboksylowe, a jeżeli 2 atomy wodoru są obecne przy 1 atomie węgla, tworzy się tlenek węgla(IV).
Poniżej przedstawiono schemat rozszczepienia alkenu:

$$CH_3CH(CH_3)CH_2CH_2CH_2CH(CH_3)CH{=}CH_2 \xrightarrow{KMnO_4, H_3O^+} X + Z$$

Na podstawie: J. McMurry, *Chemia organiczna*, Warszawa 2003, s. 241.

a) Uzupełnij schemat opisanej przemiany rozszczepienia tego alkenu. Wpisz do tabeli wzory związków oznaczonych na schemacie literami X i Z. W przypadku związków organicznych zastosuj wzory półstrukturalne (grupowe).

Wzór związku X	
Wzór związku Z	

b) Podaj nazwy systematyczne wszystkich reagentów tego procesu.

Nazwa alkenu	
Nazwa związku X	
Nazwa związku Z	

Wskazówki do rozwiązania zadania

a)

Do rozwiązania tego zadania konieczna jest wnikliwa analiza tekstu oraz schematu reakcji zawartych w materiale źródłowym. W cząsteczce węglowodoru przy jednym atomie węgla tworzącym podwójne wiązanie znajduje się atom wodoru, a więc powstanie kwas karboksylowy. Przy drugim atomie węgla tworzącym podwójne wiązanie obecne są 2 atomy wodoru, a więc tworzy się tlenek węgla(IV). W cząsteczce alkenu jest 10 atomów węgla (w łańcuchu głównym 8 atomów węgla), a więc w cząsteczce kwasu będzie 9 atomów węgla (w łańcuchu głównym 7 atomów węgla). Kwas ten ma więc wzór:

$CH_3CH(CH_3)CH_2CH_2CH_2CH(CH_3)COOH$.

b)

Tworząc nazwę alkenu, na początku ponumeruj atomy węgla w najdłuższym łańcuchu w taki sposób, aby atomy węgla połączone wiązaniem podwójnym miały najniższe numery:

$CH_3CH(CH_3)CH_2CH_2CH_2CH(CH_3)CH=CH_2$

8 7 6 5 4 3 2 1

Tak więc w łańcuchu głównym jest 8 atomów węgla, a wiązanie podwójne znajduje się pomiędzy 1. i 2. atomem węgla. Zauważ, że przy 3. i 7. atomie węgla znajduje się ten sam podstawnik – metyl ($–CH_3$). Tak więc nazwa alkenu brzmi: 3,7-dimetylookt-1-en.

Numerację atomów węgla w łańcuchu głównym kwasu karboksylowego zaczynamy od atomu węgla grupy –COOH.

$CH_3CH(CH_3)CH_2CH_2CH_2CH(CH_3)COOH$

7 6 5 4 3 2 1

W łańcuchu głównym jest 7 atomów węgla. Zauważ, że przy 2. i 6. atomie węgla znajduje się ten sam podstawnik – metyl. Tak więc nazwa tego kwasu brzmi: kwas 2,6-dimetyloheptanowy.

Drugim produktem jest CO_2, a więc ditlenek węgla, w którym węgiel jest czterowartościowy – tlenek węgla(IV).

Przykłady poprawnych odpowiedzi

a)

Wzór związku X	$CH_3CH(CH_3)CH_2CH_2CH_2CH(CH_3)COOH$
Wzór związku Z	CO_2

lub

Wzór związku X	CO_2
Wzór związku Z	$CH_3CH(CH_3)CH_2CH_2CH_2CH(CH_3)COOH$

b)

Nazwa alkenu	3,7-dimetylookt-1-en
Nazwa związku X	kwas 2,6-dimetyloheptanowy
Nazwa związku Z	tlenek węgla(IV)

lub

Nazwa alkenu	3,7-dimetylookt-1-en
Nazwa związku X	tlenek węgla(IV)
Nazwa związku Z	kwas 2,6-dimetyloheptanowy

Informacja do zadań 131.–133.

Reakcje eliminacji cząsteczki halogenowodoru (HX) z niesymetrycznego halogenku alkilowego prowadzą do powstania mieszaniny organicznych produktów. Głównym organicznym produktem takiej reakcji jest alken zawierający większą liczbę grup alkilowych przy atomach węgla połączonych wiązaniem podwójnym.

Na podstawie: J. McMurry, *Chemia organiczna*, Warszawa 2003, s. 397.

Zadanie 131.
Napisz wzory półstrukturalne (grupowe) **i podaj nazwy systematyczne organicznych produktów eliminacji bromowodoru z 2-bromo-2-metylobutanu, biorąc pod uwagę zawartość procentową mieszaniny produktów** (patrz → informacja do zadań 131.–133.).

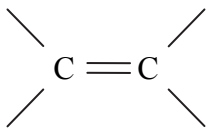
Produkt stanowiący 70% mieszaniny	
Wzór	Nazwa

Produkt stanowiący 30% mieszaniny	
Wzór	Nazwa

Wskazówki do rozwiązania zadania
Do rozwiązania tego zadania konieczna jest wnikliwa analiza tekstu zawartego w informacji do zadań. W wyniku reakcji eliminacji bromowodoru z 2-bromo-2-metylobutanu powstanie mieszanina izomerów: 2-metylobut-2-enu oraz 2-metylobut-1-enu. Zauważ, że w cząsteczce 2-metylobut-2-enu wiązanie podwójne znajduje się pomiędzy 2. i 3. atomem węgla, a przy wiązaniu tym obecne są 2 grupy metylowe (2. atom węgla związany jest z 2 grupami metylowymi). Natomiast w cząsteczce 2-metylobut-1-enu wiązanie podwójne znajduje się pomiędzy 1. i 2. atomem węgla, a przy wiązaniu tym obecna jest 1 grupa metylowa (2. atom węgla związany jest z 1 grupą metylową). Z materiału źródłowego wynika, że głównym produktem będzie ten izomer, którego cząsteczka zawiera większą liczbę grup alkilowych przy atomach węgla połączonych wiązaniem podwójnym. Tak więc izomer o wzorze $CH_3CH{=}C(CH_3)_2$, czyli 2-metylobut-2-en to produkt stanowiący 70% mieszaniny, a izomer o wzorze $CH_3CH_2(CH_3)C{=}CH_2$, czyli 2-metylobut-1-en, to produkt stanowiący 30% mieszaniny.

Zadanie 132.
Uzupełnij poniższy schemat tak, aby otrzymać wzór izomeru geometrycznego *cis* węglowodoru, który jest głównym produktem eliminacji HBr z 2-bromobutanu (patrz → informacja do zadań 131.–133.).

Izomer *cis*



Wskazówki do rozwiązania zadania
Aby rozwiązać to zadanie, dokonaj selekcji i analizy informacji zawartej w materiale źródłowym do zadań. Zauważysz, że głównym produktem reakcji eliminacji bromowodoru od 2-bromobutanu będzie symetryczny alken: but-2-en. W takim przypadku cząsteczka izomeru *cis* ma takie same podstawniki ($-CH_3$) po tej samej stronie płaszczyzny odniesienia.

Zadanie 133.
Uzupełnij poniższe zdanie (patrz → informacja do zadań 131.–133.). **Podkreśl właściwe określenie w nawiasie oraz uzasadnij swój wybór.**
Produkt uboczny reakcji eliminacji HBr z 2-bromobutanu (tworzy izomery/nie tworzy izomerów) *cis-trans*, ponieważ ..... .

Informacja do zadań 134.–140.
Przeprowadzono ciąg przemian chemicznych, w wyniku których z karbidu zawierającego 20% zanieczyszczeń otrzymano kwas etanowy (octowy). Przemiany te można przedstawić poniższym schematem.

$$CaC_2 \xrightarrow{I} C_2H_2 \xrightarrow{II} CH_3CHO \xrightarrow{III} CH_3COOH$$

Wydajności kolejnych przemian (etapów) były odpowiednio równe: $W_I = 85\%$, $W_{II} = 80\%$, $W_{III} = 95\%$.

Zadanie 134.
Oblicz całkowitą wydajność opisanego procesu (patrz → informacja do zadań 134.–140.).

Zadanie 135.
Napisz, stosując wzory półstrukturalne (grupowe) **związków organicznych, równania reakcji oznaczonych na schemacie numerami I, II i III** (patrz → informacja do zadań 134.–140.).

Zadanie 136.
Oblicz, ile decymetrów sześciennych związku organicznego powstanie w wyniku przemiany I (warunki normalne), jeżeli do reakcji użyto 1 kg zanieczyszczonego karbidu. Pamiętaj, że przemiana ta zachodzi z wydajnością równą 85% (patrz → informacja do zadań 134.–140.).

Zadanie 137.
Na 1 mol związku organicznego otrzymanego w wyniku przemiany I (patrz → informacja do zadań 134.–140.) podziałano wodorem w obecności katalizatora i otrzymano produkt X, który należy do szeregu homologicznego o wzorze ogólnym C_nH_{2n}. Następnie związek X poddano reakcji całkowitego spalania.

a) Napisz równanie reakcji całkowitego spalania związku X.

W trakcie opisanej przemiany spaleniu uległo 0,2 dm^3 związku X. Objętość związku X została odmierzona w takich warunkach, w których wszystkie reagenty opisanego procesu spalania były gazami.

b) Ustal, jaką objętość (w opisanych warunkach) zajmował zużyty w procesie spalania tlen oraz produkty reakcji. Uzupełnij poniższą tabelę wartościami tych objętości oraz wzorami sumarycznymi produktów przemiany.

Wzór gazu	**Substrat**	**Wzory sumaryczne produktów**	
	O_2	.....	.....
V, dm^3	.....	.....	.....

Zadanie 138.
Przeanalizuj budowę cząsteczki związku organicznego otrzymanego w wyniku przemiany I (patrz → informacja do zadań 134.–140.), **a następnie uzupełnij zdania, podkreślając poprawną liczbę wiązań i poprawny typ hybrydyzacji.**

W cząsteczce opisanego związku są (2/3/4) wiązania typu σ i (1/2/3) typu π. Dla wszystkich atomów węgla w cząsteczkach opisanego związku przyjmuje się hybrydyzację typu ($sp/sp^2/sp^3$).

Zadanie 139.
Podaj nazwę systematyczną związku organicznego, który otrzymano w wyniku przemiany II (patrz → informacja do zadań 134.–140.) **oraz określ formalne stopnie utlenienia wszystkich atomów węgla w cząsteczce tego związku.**

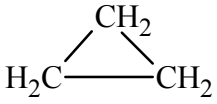
Zadanie 140.
Oceń, czy metanian metylu jest izomerem związku organicznego otrzymanego w wyniku przemiany III (patrz → informacja do zadań 134.–140.). **Uzasadnij swoje stanowisko.**

Zadanie 141.
Przeprowadzono reakcję chlorowania 0,1 mola etanu w obecności światła i przy nadmiarze chloru, aż do podstawienia wszystkich atomów wodoru atomami chloru.
a) Napisz, stosując wzory półstrukturalne (grupowe) **związków organicznych, równanie opisanej reakcji.**
b) Określ mechanizm (elektrofilowy, rodnikowy, nukleofilowy) **opisanej reakcji.**
c) Określ, jaka liczba cząsteczek chloru wzięła udział w tej reakcji.

Zadanie 142.
Poniżej podano wzory czterech wybranych węglowodorów.

I $CH_2=CH-CH_3$

II $CH\equiv C-CH_3$

III 

IV $CH_3-CH_2-CH_3$

a) Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i podkreśl numery, którymi oznaczono wzory wszystkich związków spełniających warunki zadania.
1. Wzór ogólny C_nH_{2n} określa skład węglowodorów oznaczonych numerami (I / II / III / IV).
2. Izomerami konstytucyjnymi są węglowodory oznaczone numerami (I / II / III / IV).
3. W temperaturze pokojowej węglowodory oznaczone numerami (I / II / III / IV) to nierozpuszczalne w wodzie gazy, dla których charakterystyczne są reakcje substytucji rodnikowej.
b) Podaj wzór produktu reakcji związku II z wodą w obecności $HgSO_4$ i H_2SO_4.
c) Wypełnij tabelę, wpisując literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F – jeżeli jest fałszywe.

Zdanie	P/F
1. Związek IV powstaje w reakcji addycji 2 moli wodoru do 1 mola związku I lub 1 mola wodoru do 1 mola związku II.	
2. W reakcji związku I z roztworem manganianu(VII) potasu w środowisku obojętnym powstaje związek organiczny, którego cząsteczki zawierają 2 grupy hydroksylowe.	
3. W reakcji całkowitego spalenia 1 mola każdego z podanych węglowodorów liczba moli powstającej wody jest największa w przypadku spalania związku III.	

Zadanie 143.
Trzy gazowe związki organiczne: etyn, metan i metyloaminę wprowadzono do trzech zbiorników napełnionych gazowym chlorowodorem – każdy związek do innego zbiornika. Stwierdzono, że w dwóch zbiornikach zaszła reakcja chemiczna.
Wskaż związki organiczne, które w opisanym doświadczeniu wzięły udział w reakcji z chlorowodorem. Podaj ich nazwy i napisz wzory półstrukturalne (grupowe) **związków, które powstały w reakcji z chlorowodorem tych związków organicznych.**

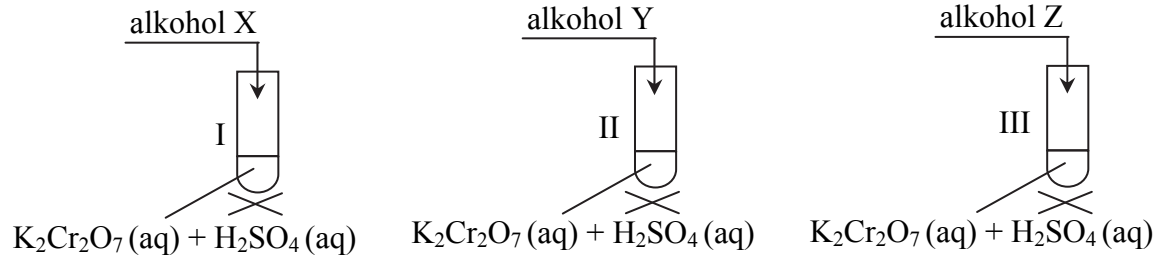
1.10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów

Zadanie 144.
Kwasy karboksylowe ulegają redukcji, dając alkohole pierwszorzędowe. Reakcje te wykonuje się przy użyciu reduktora, którym zazwyczaj jest substancja o wzorze $LiAlH_4$.
Napisz wzór półstrukturalny (grupowy) **i podaj nazwę systematyczną alkoholu, który powstaje w wyniku redukcji kwasu oktadec-9-enowgo (kwasu oleinowego) o wzorze: $CH_3(CH_2)_7CH=CH(CH_2)_7COOH$. Pamiętaj, że w przypadku alkoholi nienasyconych o numeracji atomów węgla w łańcuchu głównym decyduje grupa –OH, która musi być związana z atomem węgla o jak najniższym numerze.**

Wskazówki do rozwiązania zadania
W celu udzielenia odpowiedzi dokonaj analizy tekstu źródłowego, z którego jednoznacznie wynika, że w wyniku procesu powstanie alkohol pierwszorzędowy. W jego cząsteczce, tak jak w cząsteczce kwasu, musi być 18 atomów węgla, a wiązanie podwójne będzie znajdowało się między 9. a 10. atomem węgla. W celu podania nazwy tego alkoholu ponumeruj atomy węgla w łańcuchu, pamiętając o informacji zawartej w materiale źródłowym i zwróć uwagę na numer atomu węgla, z którym związana jest grupa –OH oraz numer atomu węgla, przy którym „zaczyna" się wiązanie podwójne.

Poprawna odpowiedź
Wzór półstrukturalny: $CH_3(CH_2)_7CH=CH(CH_2)_7CH_2OH$
Nazwa systematyczna: oktadec-9-en-1-ol

Informacja do zadań 145.–148.
Do trzech probówek z wodnym roztworem dichromianu(VI) potasu dodano wodny roztwór kwasu siarkowego(VI). Do tak przygotowanej mieszaniny dodano alkohol – do probówki I – alkohol X, do probówki II – alkohol Y, a do probówki III – alkohol Z. Każdy z dodanych do probówek alkoholi ma inną rzędowość. Alkohole X, Y i Z wybrano spośród następujących: $CH_3CH_2CH_2OH$, $CH_3CH(OH)CH_3$, C_2H_5OH, $CH_3C(CH_3)(OH)CH_3$.
Probówki lekko ogrzano. Doświadczenie zilustrowano poniższym schematem.



Zaobserwowano, że roztwór w probówce II zmienił barwę z pomarańczowej na zielononiebieską, a u wylotu tej probówki wyczuwalny był zapach octu. Objawy reakcji stwierdzono też w probówce III. Natomiast w probówce I nie zaobserwowano zmian.

Zadanie 145.
Napisz wzory półstrukturalne (grupowe) alkoholi X, Y i Z (patrz → informacja do zadań 145.–148.).

Wskazówki do rozwiązania zadania
W celu udzielenia poprawnej odpowiedzi należy dokonać analizy schematu doświadczenia. Trzeba również przypomnieć sobie, jakie właściwości chemiczne mają alkohole – należy wiedzieć, że alkohole pierwszorzędowe utleniają się do aldehydów lub kwasów karboksylowych, a alkohole drugorzędowe utleniają się do ketonów. Alkohole trzeciorzędowe nie ulegają działaniu większości utleniaczy. W probówce I nie zaobserwowano objawów reakcji, a więc należy wywnioskować, że do probówki I dodano alkohol trzeciorzędowy, czyli alkohol o wzorze $CH_3C(CH_3)(OH)CH_3$. Roztwór w probówce II zmienił barwę z pomarańczowej na zielononiebieską, a u wylotu tej probówki wyczuwalny był zapach octu. Tak więc należy stwierdzić, że alkohol utlenił się i powstał kwas octowy. Kwas ten mógł powstać w wyniku utlenienia etanolu o wzorze CH_3CH_2OH. Z kolei do probówki III dodano alkohol o wzorze $CH_3CH(OH)CH_3$, bo z materiału źródłowego wynika, że w probówce tej zaszła reakcja chemiczna, a dodany alkohol był drugorzędowy – taki warunek spełnia tylko ten alkohol (spośród wymienionych).

Poprawna odpowiedź
Wzór alkoholu X: $CH_3C(CH_3)(OH)CH_3$
Wzór alkoholu Y: CH_3CH_2OH *lub* C_2H_5OH
Wzór alkoholu Z: $CH_3CH(OH)CH_3$

Zadanie 146.
W probówce II zaszła reakcja utleniania i redukcji (patrz → informacja do zadań 145.–148.).
Określ liczbę elektronów oddawanych przez 1 mol reduktora w reakcji zachodzącej w probówce II.

Wskazówki do rozwiązania zadania
Zauważ, że funkcję reduktora w opisanej reakcji pełni etanol, który utlenia się do kwasu etanowego. Wyznacz stopnie utlenienia atomów węgla w cząsteczce alkoholu i kwasu:

$$\overset{-III}{C}H_3-\overset{-I}{C}H_2-OH \qquad\qquad \overset{-III}{C}H_3-\overset{III}{C}OOH$$

Tak więc stopień utlenienia jednego z atomów węgla zmienia się z –I na + III. Jedna cząsteczka alkoholu oddaje 4 elektrony. Trzeba przypomnieć sobie definicję mola jako jednostki liczności materii. Liczba cząsteczek, jonów, elektronów, itp. zawarta w 1 molu zwana jest liczbą Avogadra i wynosi $6{,}02\cdot10^{23}$. Tak więc 1 mol alkoholu oddaje $4\cdot6{,}02\cdot10^{23}$ elektronów.

Zadanie 147.
W probówce III (patrz → informacja do zadań 145.–148.) zaszła reakcja utleniania i redukcji, a proces redukcji opisuje równanie:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O$$

a) Opisz dwie zmiany możliwe do zaobserwowania w czasie doświadczenia przebiegającego w probówce III.
b) Napisz <u>w formie jonowej</u>, z uwzględnieniem oddanych lub pobranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), **równanie procesu utleniania zachodzącego w probówce III.**

Wskazówki do rozwiązania zadania
a)
W celu udzielenia poprawnej odpowiedzi należy dokonać analizy schematu doświadczenia. Trzeba również przypomnieć sobie, jakie właściwości chemiczne mają alkohole – trzeba

wiedzieć, że alkohole drugorzędowe utleniają się do ketonów. Zauważ, że funkcję reduktora w opisanej reakcji pełni propan-2-ol, który utlenia się do ketonu (propanonu). Funkcję utleniacza w opisanej reakcji pełni dichromian(VI) potasu, który redukuje się do soli chromu(III). Tak więc możemy stwierdzić, że roztwór zmieni barwę z pomarańczowej (charakterystycznej dla dichromianów(VI)) na zielononiebieską (charakterystyczną dla soli chromu(III)). Możesz więc wywnioskować, że z uwagi na powstanie propanonu, u wylotu probówki będzie można wyczuć charakterystyczny zapach.

b)

Zauważ, że funkcję reduktora w opisanej reakcji pełni propan-2-ol, który utlenia się do propanonu. Wyznacz stopnie utlenienia atomów węgla w cząsteczce alkoholu i ketonu (zauważamy, że zmianie ulega tylko stopień utlenienia drugiego atomu węgla).

$$\overset{-III}{C}H_3-\overset{0}{C}H(OH)-\overset{-III}{C}H_3 \qquad \overset{-III}{C}H_3-\overset{II}{C}O-\overset{-III}{C}H_3$$

Tak więc stopień utlenienia węgla zmienia się z 0 na + II. Jedna cząsteczka alkoholu oddaje 2 elektrony. Znając potrzebne wzory i liczbę oddanych elektronów, zapisz równanie ilustrujące proces utleniania.

Zadanie 148.

Uzupełnij poniższe zdania (patrz → informacja do zadań 145.–148.). **Wybierz i podkreśl właściwe określenie w każdym nawiasie tak**, **aby zdania były prawdziwe.**

1. Alkohole pierwszorzędowe utleniają się do aldehydów lub do (ketonów / kwasów karboksylowych). W opisanym doświadczeniu alkohol pierwszorzędowy dodano do roztworu znajdującego się w probówce (I / II / III).
2. Alkohole drugorzędowe utleniają się do (ketonów/aldehydów). W opisanym doświadczeniu alkohol drugorzędowy dodano do roztworu znajdującego się w probówce (I / II / III).
3. Alkohole trzeciorzędowe w normalnych warunkach (reagują / nie reagują) z większością utleniaczy. W opisanym doświadczeniu alkohol trzeciorzędowy dodano do roztworu znajdującego się w probówce (I / II / III).

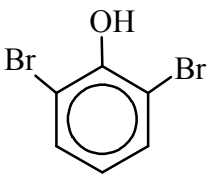
Zadanie 149.

Grupa −OH związana z pierścieniem benzenowym należy do podstawników o najsilniejszym działaniu aktywującym pierścień, kieruje podstawienie elektrofilowe w położenie *orto* i *para*. Reakcja bromowania fenolu zachodzi bardzo szybko nawet w łagodnych warunkach. Produktem końcowym jest tribromofenol. Produktem pośrednim jest dibromopochodna fenolu.

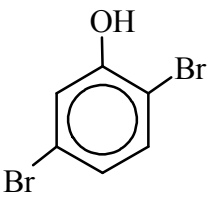
Na podstawie*:* P. Mastalerz*, Chemia organiczna,* Wrocław 2000, s. 244, 245.

a) Spośród wzorów wybierz i podaj numer związku, który jest produktem pośrednim bromowania fenolu.

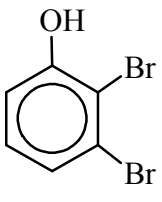
Związek I



Związek II



Związek III



Badając charakter chemiczny fenolu, przeprowadzono reakcje chemiczne opisane równaniami:

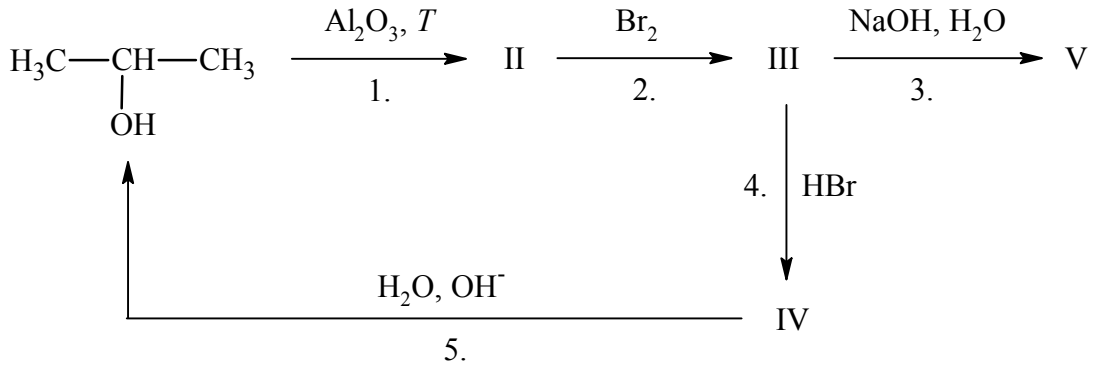
I $C_6H_5OH + NaOH \rightarrow C_6H_5ONa + H_2O$

II $2C_6H_5ONa + H_2O + CO_2 \rightarrow 2C_6H_5OH + Na_2CO_3$

b) Podaj dwa wnioski, które można sformułować na podstawie przebiegu powyższych reakcji.

Zadanie 150.

Propan-2-ol i jego pochodne ulegają przemianom, które ilustruje schemat:



a) Podaj wzór półstrukturalny (grupowy) **związku organicznego oznaczonego na schemacie numerem III i nazwę systematyczną związku organicznego oznaczonego numerem IV.**

b) Określ typ reakcji (addycja, eliminacja, substytucja) **oznaczonych na schemacie numerami 1. i 5.**

c) Napisz w <u>formie cząsteczkowej</u> równanie reakcji oznaczonej na schemacie numerem 5. Zastosuj wzory półstrukturalne (grupowe) **związków organicznych.**

Zadanie 151.

a) Napisz w formie jonowej, z uwzględnieniem liczby oddanych lub pobranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy), **równania procesu redukcji i procesu utleniania zachodzących podczas przemiany przedstawionej poniższym schematem.**

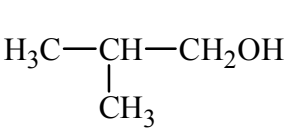
….. $CH_3CH(OH)CH_3$ +….. $Cr_2O_7^{2-}$ + ..… $H^+ \rightarrow$ ….. CH_3COCH_3 + ….. Cr^{3+} + ….. H_2O

b) Dobierz i uzupełnij współczynniki stechiometryczne w powyższym schemacie.

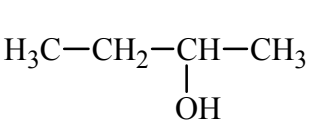
Informacja do zadań 152.–154.

Poniżej przedstawiono wzory trzech alkoholi:

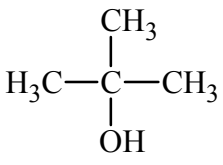
I



II



III



Zadanie 152.
Wypełnij tabelę, wpisując literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F – jeżeli jest fałszywe (patrz → informacja do zadań 152.–154.).

Zdanie	P/F
1. Alkohole o podanych w informacji wzorach są homologami, ponieważ różnią się ułożeniem atomów węgla w łańcuchu węglowym.	
2. Alkohol, którego wzór oznaczono numerem II, jest alkoholem drugorzędowym.	
3. Stopień utlenienia atomu węgla połączonego z grupą –OH w cząsteczce związku I wynosi I, w cząsteczce związku II wynosi 0, a w cząsteczce w związku III jest równy –I.	

Zadanie 153.
Uzupełnij poniższe zdania (patrz → informacja do zadań 152.–154.). **Wybierz i podkreśl właściwe określenie w każdym nawiasie tak**, **aby zdania były prawdziwe.**
1. Alkohol, którego wzór oznaczono numerem I, powstaje w wyniku hydrolizy w środowisku zasadowym (2-metylo-1-chloropropanu / 2-metylo-2-chloropropanu).
2. Alkohol, którego wzór oznaczono numerem II, w reakcji utleniania pod wpływem tlenku miedzi(II) daje (butanal/butanon).
3. Alkohol, którego wzór oznaczono oznaczony numerem III, (ulega / nie ulega) reakcji utleniania pod wpływem tlenku miedzi(II).

Zadanie 154.
Badając właściwości alkoholi o podanych wzorach (patrz → informacja do zadań 152.–154.), przeprowadzono opisane poniżej doświadczenie.
Do probówek z alkoholami, których wzory oznaczono numerami I, II i III, włożono rozżarzony drut miedziany pokryty czarnym nalotem tlenku miedzi(II).

a) Zapisz, jakie zmiany zaobserwowano w probówkach zawierających badane alkohole.
b) Napisz nazwy systematyczne produktów organicznych powstałych w reakcji tlenku miedzi(II) z alkoholami, których wzory oznaczono numerami I i II.
c) Napisz, stosując wzory półstrukturalne (grupowe) związków organicznych, równanie reakcji przebiegającej w opisanym doświadczeniu z udziałem alkoholu, którego wzór oznaczono numerem II.

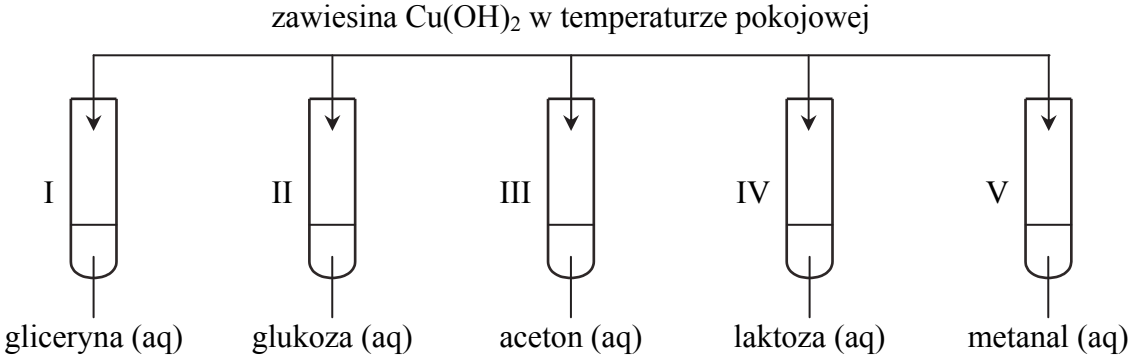
1.11. Związki karbonylowe

Zadanie 155.

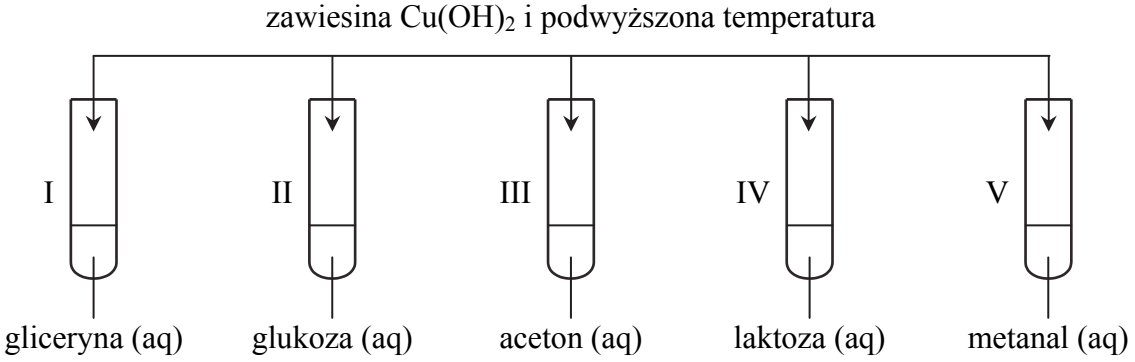
Badając właściwości związków organicznych, wykonano dwa doświadczenia: A i B. Do wodnych roztworów związków organicznych wprowadzono świeżo wytrącony wodorotlenek miedzi(II): w temperaturze pokojowej (doświadczenie A) i w podwyższonej temperaturze (doświadczenie B), co ilustrują poniższe schematy:

Badając właściwości związków organicznych, wykonano dwa doświadczenia: A i B. Do wodnych roztworów związków organicznych wprowadzono świeżo wytrącony wodorotlenek miedzi(II): w temperaturze pokojowej (doświadczenie A) i w podwyższonej temperaturze (doświadczenie B), co ilustrują poniższe schematy:

Doświadczenie A



Doświadczenie B



a) Podaj numery probówek, w których <u>w doświadczeniu A</u> zaobserwowano zanik niebieskiego osadu i powstanie klarownego szafirowego roztworu. Uzasadnij swój wybór.

b) Podaj numery probówek, w których <u>w doświadczeniu B</u> zaobserwowano wytrącanie się ceglastego osadu. Uzasadnij swój wybór.

Wskazówki do rozwiązania zadania

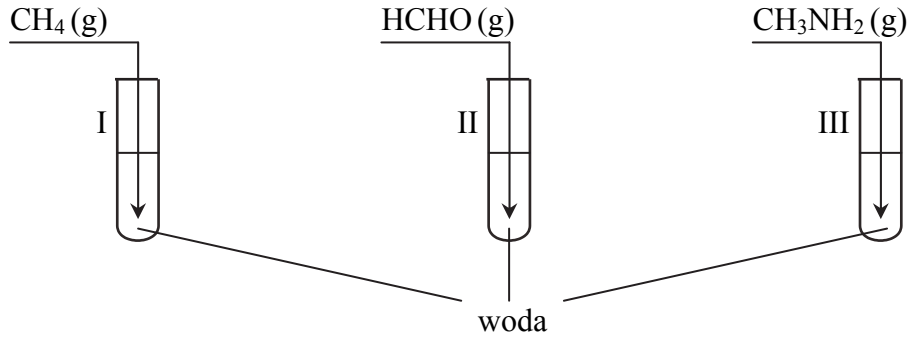
a)

Aby rozwiązać tę część zadania, trzeba wiedzieć, że reakcja z zawiesiną $Cu(OH)_2$ przeprowadzona w temperaturze pokojowej służy do wykrywania w cząsteczce związku organicznego więcej niż jednej grupy hydroksylowej przy sąsiadujących ze sobą atomach węgla. Z zestawienia badanych związków organicznych i rozpoznania ich grup funkcyjnych wynika, że warunek taki spełniają związki, których roztwory znajdowały się w probówce I

(gliceryna), w probówce II (glukoza) i w probówce IV (laktoza). Zanik niebieskiego osadu i powstanie szafirowego klarownego roztworu zaobserwowano więc w probówkach I, II i IV.
b)
Reakcja z zawiesiną $Cu(OH)_2$ przeprowadzona w podwyższonej temperaturze służy do wykrywania w cząsteczce związku organicznego grupy aldehydowej, odpowiedzialnej za redukujące właściwości. Reakcja nosi nazwę próby Trommera. Związki, których cząsteczki zawierają grupę aldehydową, to glukoza (probówka II), laktoza (probówka IV) i metanal (probówka V). Powstanie ceglastego osadu zaobserwowano więc w probówkach II, IV i V.

Poprawna odpowiedź
a) Numery probówek: I, II IV
Uzasadnienie: Cząsteczki związków zawierają więcej niż jedną grupę hydroksylową przy sąsiednich atomach węgla.
b) Numery probówek: II, IV, V
Uzasadnienie: Związki mają właściwości redukujące lub cząsteczki związków zawierają grupę aldehydową.

Zadanie 156.
Trzy probówki napełniono wodą a następnie wprowadzono do nich wybrane trzy gazowe związki organiczne – każdy do innej probówki. Przebieg doświadczenia przedstawiono na schemacie:



a) Oceń, który z użytych w doświadczeniu gazów praktycznie nie rozpuści się w wodzie. Swoje przypuszczenie uzasadnij, odwołując się do właściwości cząsteczki tego gazu.
b) Podaj numer probówki, w której powstanie roztwór o pH większym od 7, i napisz równanie reakcji potwierdzającej taki wybór.

Wskazówki do rozwiązania zadania
a)
Aby ocenić, który gaz praktycznie nie rozpuści się w wodzie, trzeba pamiętać o tym, że łatwo mieszają się, a więc także rozpuszczają się, ze sobą substancje o podobnej budowie cząsteczek. Woda jest rozpuszczalnikiem polarnym, co oznacza, że jej cząsteczki mają budowę polarną: można w nich wyróżnić bieguny elektryczne. Spośród gazów wprowadzanych do probówek takie właściwości mają też cząsteczki metanalu (wiązanie podwójne między atomem węgla i atomem tlenu jest spolaryzowane, ponieważ tlen ma większą elektroujemność niż węgiel) oraz cząsteczki metyloaminy (występuje w nich silnie elektroujemny atom azotu). Te 2 związki są wobec tego rozpuszczalne w wodzie, a więc gazy wprowadzone do wody częściowo się w niej rozpuszczą. Natomiast cząsteczki metanu są niepolarne, dlatego ich oddziaływanie z cząsteczkami wody jest bardzo słabe, co powoduje, że praktycznie nie rozpuszcza się w tym rozpuszczalniku.

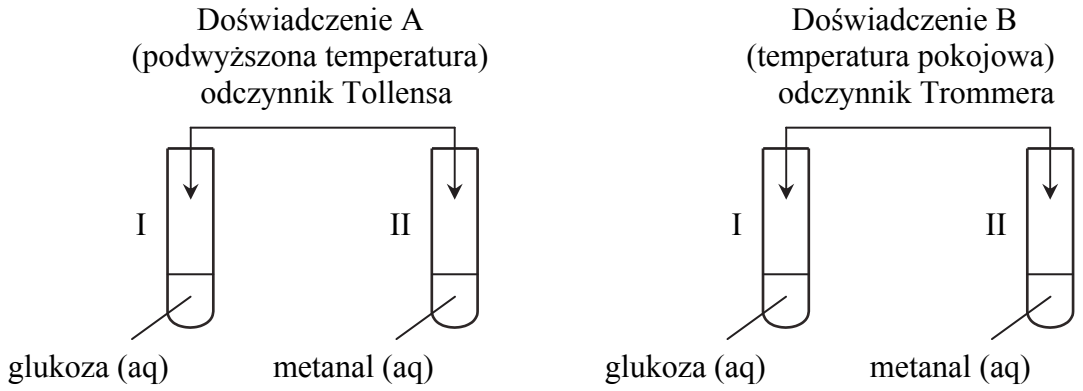
b)
Wodny roztwór pH > 7 to taki, w którym stężenie jonów OH^- jest większe od stężenia jonów H+. Spośród gazów, które mogą rozpuść się w wodzie, a są nimi metanal i metyloamina, tylko ten drugi związek reaguje z wodą zgodnie z równaniem:

$CH_3NH_2 + H_2O \rightarrow CH_3NH_3^+ + OH^-$

Widzimy, że w wyniku tej reakcji powstają jony OH^-. Reakcja ta jest możliwa, ponieważ atom azotu grupy aminowej $–NH_2$ ma wolną parę elektronową i stanowi ujemny biegun cząsteczki, może więc oderwać proton od cząsteczki wody. Metyloamina jest wiec zasadą Brønsteda, a jej wodny roztwór ma odczyn zasadowy.

Poprawna odpowiedź
a) Gaz: metan *lub* CH_4
Uzasadnienie: Metan praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie, ponieważ jego cząsteczki są niepolarne, a woda jest rozpuszczalnikiem polarnym.
b) Numer probówki: III
Równanie reakcji: $CH_3NH_2 + H_2O \rightarrow CH_3NH_3^+ + OH^-$

Zadanie 157.
Przeprowadzono dwa doświadczenia, których celem było porównanie właściwości wodnych roztworów dwóch związków organicznych: metanalu i glukozy. Reakcje w doświadczeniu A prowadzono w podwyższonej temperaturze, a w doświadczeniu B reakcje przebiegały w temperaturze pokojowej. Doświadczenia przedstawiono za pomocą schematów:



a) Opisz możliwe do zaobserwowania zmiany potwierdzające obecność roztworu glukozy w probówce I i roztworu metanalu w probówce II w doświadczeniu A.
b) Opisz możliwe do zaobserwowania zmiany potwierdzające obecność roztworu glukozy w probówce I i roztworu metanalu w probówce II w doświadczeniu B.
c) Na podstawie przebiegu przeprowadzonych doświadczeń sformułuj dwa wnioski dotyczące właściwości badanych związków.
d) Wyjaśnij, pisząc odpowiednie równanie reakcji, dlaczego w doświadczeniu A można zaobserwować opisane w części a) zadania zmiany zachodzące w probówce II.

Wskazówki do rozwiązania zadania
Do rozwiązania zadania niezbędna jest znajomość wzorów omawianych związków. Należy zwrócić uwagę, że metanal jest aldehydem, posiada grupę –CHO. Glukoza (cukier prosty) jest polihydroksyaldehydem, posiada grupę –CHO i 5 grup hydroksylowych –OH.

a)
Doświadczenie A to działanie na metanal i glukozę odczynnikiem Tollensa w podwyższonej temperaturze. Próba Tollensa służy do wykrywania aldehydów. Po dodaniu odczynnika Tollensa i ogrzaniu grupa aldehydowa obecna w cząsteczkach związku organicznego utlenia się do grupy karboksylowej. Związek srebra w tej reakcji pełni funkcję utleniacza i redukuje się do metalicznego srebra, które osiada na ściankach probówki i daje efekt lustra.
b)
Doświadczenie B to działanie na metanal i glukozę odczynnikiem Trommera w temperaturze pokojowej. Odczynnik Trommera to świeżo wytrącony wodorotlenek miedzi(II), jest to niebieski, galaretowaty osad. Reakcja związku organicznego z odczynnikiem Trommera w temperaturze pokojowej wykorzystywana jest do wykrywania obecności w cząsteczkach związku więcej niż jednej grupy hydroksylowej. W probówce I znajduje się glukoza, której cząsteczka zawiera wiele grup hydroksylowych, dlatego obserwuje się zanik niebieskiego osadu i roztwór przyjmuje zabarwienie szafirowe. W probówce II znajduje się metanal, który nie jest alkoholem polihydroksylowym, dlatego po dodaniu odczynnika Trommera w temperaturze pokojowej nie obserwujemy żadnych objawów.
c)
Po ustaleniu poprawnych obserwacji wynikających z przebiegu obu doświadczeń należy sformułować wnioski. W doświadczeniu A objawy reakcji można zauważyć w obu probówkach, czyli metanal i glukoza, ze względu na obecność grupy –CHO w ich cząsteczkach, mają właściwości redukujące. W doświadczeniu B objawy reakcji można zauważyć tylko w probówce I, w której znajduje się roztwór glukozy. Wniosek: cząsteczka glukozy posiada wiele grup hydroksylowych, a w cząsteczce metanalu ich nie ma.
d)
W doświadczeniu A w probówce II można zaobserwować powstawanie lustra srebrnego. Ponieważ atom srebra w tlenku srebra znajduje się na I stopniu utlenienia, a metaliczne srebro ma stopień utlenienia równy 0, oznacza to, że ulega ono redukcji i jest utleniaczem. Wynika z tego, że metanal jest reduktorem i utlenia się do kwasu metanowego o wzorze HCOOH. Równanie reakcji metanalu z odczynnikiem Tollensa można zapisać w dwojaki sposób. Jeżeli wiemy, że obecny w nim związek srebra(I), który powstaje po zmieszaniu tlenku srebra(I) z wodą amoniakalną (wodnym roztworem amoniaku), ma wzór $[Ag(NH_3)_2]OH$, zapisujemy to równanie w postaci: $HCHO + 2[Ag(NH_3)_2]OH \xrightarrow{(T)} HCOOH + 2Ag + 4NH_3 + H_2O$. Możemy także zastosować zapis uproszczony, w którym wzór wodorotlenku diaminasrebra(I) zastępujemy wzorem tlenku srebra(I): $HCHO + Ag_2O \xrightarrow{(T)} HCOOH + 2Ag$. Musimy pamiętać, aby w równaniu dobrać współczynniki stechiometryczne.

Informacja do zadań 158. i 159.
Poniżej przedstawiono ciąg przemian prowadzących do powstania kwasu karboksylowego. Związek oznaczony literą X jest chloropochodną węglowodoru.

$$X \xrightarrow[I]{NaOH} Y \xrightarrow[II]{CuO,\ T} Z \xrightarrow[III]{Ag_2O,\ T} H_3C{-}\underset{\displaystyle COOH}{\underset{|}{CH}}{-}CH_3$$

Zadanie 158.
Uzupełnij tabelę, wpisując wzory półstrukturalne (grupowe) **związków organicznych oznaczonych na schemacie literami X, Y i Z** (patrz → informacja do zadań 158. i 159.).

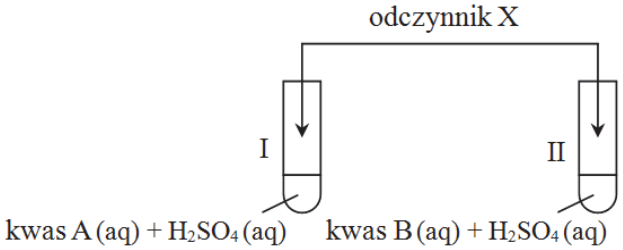
Związek X	Związek Y	Związek Z

Wskazówki do rozwiązania zadania
Warunkiem poprawnego rozwiązania zadania jest umiejętność zaplanowania otrzymania kwasu karboksylowego z substratów organicznych (zakodowanych literami X, Y, Z) przy podanych substratach nieorganicznych i określonych warunkach reakcji. Rozwiązanie zadania rozpoczynamy od rozpoznania końcowego związku otrzymanego w tym schemacie. Kwas karboksylowy jest produktem utleniania aldehydu Z, który powstał z odpowiedniego alkoholu Y, a ten z kolei powstał z chloropochodnej X. Ponieważ cząsteczka kwasu zbudowana jest z łańcucha głównego zawierającego 3 atomy węgla, przy czym 1 z nich (pierwszy) wchodzi w skład grupy karboksylowej, a przy drugim atomie węgla jest rozgałęzienie (grupa metylowa $–CH_3$), taką samą strukturę musi mieć szkielet węglowy cząsteczek związków X, Y i Z. Wynika z tego, że w cząsteczce związku Z pierwszy atom węgla tworzy grupę aldehydową (–CHO), w cząsteczce związku Y atom ten jest połączony z grupą hydroksylową, tworząc fragment $–CH_2OH$, a w cząsteczce związku X atom ten połączony jest z atomem chloru ($–CH_2Cl$), co wynika z informacji wstępnej.

Zadanie 159.
Posługując się wzorami półstrukturalnymi (grupowymi) **związków organicznych, napisz równanie reakcji chemicznej oznaczonej na schemacie numerem III oraz określ typ reakcji** (addycja, eliminacja, substytucja) **oznaczonej na schemacie numerem I** (patrz → informacja do zadań 158. i 159.).

1.12. Kwasy karboksylowe

Informacja do zadań 160. i 161.
W celu rozróżnienia wodnych roztworów kwasu metanowego (mrówkowego) i kwasu etanowego (octowego) do probówek z roztworami tych kwasów dodano kilka kropli wodnego roztworu kwasu siarkowego(VI) i wprowadzono odczynnik X wybrany spośród następujących: wodny roztwór wodorotlenku sodu, wodny roztwór manganianu(VII) potasu, wodny roztwór dichromianu(VI) potasu.
Przebieg doświadczenia ilustruje poniższy schemat.



Zaobserwowano, że w probówkach I i II roztwory zabarwiły się na fioletowo. Pod wpływem ogrzewania otrzymany w probówce II roztwór odbarwił się, a mieszanina pieniła się. Stwierdzono, że wydzielał się gaz. Podczas ogrzewania roztworu otrzymanego w probówce I nie zaobserwowano zmian.

Zadanie 160.
a) Podaj nazwę lub wzór użytego odczynnika (patrz → informacja do zadań 160. i 161.).
b) Podaj nazwę kwasu A, którego roztwór znajdował się w probówce I i nazwę kwasu B, którego roztwór znajdował się w probówce II.

Wskazówki do rozwiązania zadania
a)
W celu udzielenia poprawnej odpowiedzi należy dokonać analizy schematu doświadczenia i opisu doświadczenia. Trzeba również przypomnieć sobie, jakie właściwości chemiczne mają kwasy karboksylowe. Z opisu objawów reakcji zachodzącej w probówce II – pod wpływem ogrzewania otrzymany roztwór odbarwił się, mieszanina pieniła się i wydzielał się gaz – możesz wywnioskować, że zaszła reakcja, w wyniku której powstała sól manganu(II). Kwas spowodował odbarwienie fioletowego roztworu. Spośród podanych odczynników właściwości utleniające ma manganian(VII) potasu i dichromian(VI) potasu, ale ten drugi związek chemiczny tworzy roztwór barwy pomarańczowej. Musisz więc wybrać wodny roztwór manganianu(VII) potasu.
b)
Z opisu objawów reakcji zachodzącej w probówce II – pod wpływem ogrzewania otrzymany roztwór odbarwił się, mieszanina pieniła się i wydzielał się gaz – możesz wywnioskować, że zaszła reakcja utleniania i redukcji. Manganian(VII) potasu zredukował się, a kwas utlenił się i spowodował odbarwienie fioletowego roztworu. Było to możliwe w przypadku kwasu metanowego, który ma właściwości redukujące. Kwas etanowy nie ma takich właściwości. Tak więc możesz stwierdzić, że w probówce I był kwas etanowy, a w probówce II kwas metanowy.

Przykłady poprawnej odpowiedzi
a) wodny roztwór manganianu(VII) potasu *lub* $KMnO_4$ (aq)
b) Kwas A w probówce I: kwas etanowy *lub* kwas octowy
Kwas B w probówce II: kwas metanowy *lub* kwas mrówkowy

Zadanie 161.

a) Podaj nazwę procesu, któremu ulega kwas B podczas opisanego doświadczenia (patrz → informacja do zadań 160. i 161.) **oraz określ, jaką funkcję pełni ten kwas w zachodzącej reakcji.**

b) Napisz wzory drobin <u>powstałych</u> w wyniku przemiany, której uległ kwas B i odczynnik X.

Wskazówki do rozwiązania zadania

a)

Należy wnikliwie przeanalizować opis objawów reakcji zachodzącej w probówce II – pod wpływem ogrzewania otrzymany roztwór odbarwił się, mieszanina pieniła się i wydzielał się gaz. Zauważ, że zaszła reakcja, w wyniku której powstała sól manganu(II), a więc manganian(VII) potasu zredukował się. Należy więc wywnioskować, że kwas, powodując odbarwienie fioletowego roztworu, musiał się utlenić – pełni więc funkcję reduktora.

b)

Z opisu objawów reakcji zachodzącej w probówce II możesz wywnioskować, że zaszła reakcja utleniania i redukcji i powstała sól $MnSO_4$, która w roztworze wodnym ulega dysocjacji elektrolitycznej – pojawiły się więc jony Mn^{2+}. Wnioskujemy również, że kwas utlenił się i powstał bezbarwny gaz – jest to CO_2. Powstały również cząsteczki wody.

Poprawna odpowiedź

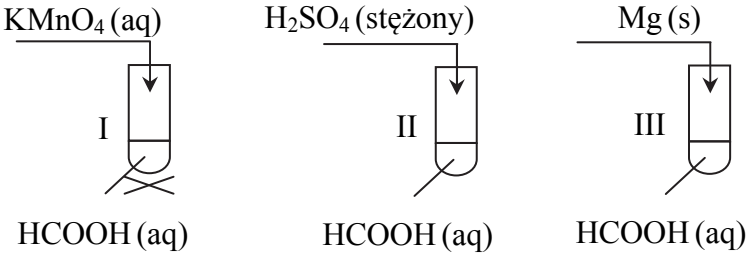
a) Nazwa procesu: utlenianie

Funkcja, jaką pełni kwas B: reduktor

b) Mn^{2+}, CO_2, H_2O

Informacja do zadań 162.–164.

W celu zbadania właściwości kwasu metanowego przeprowadzono doświadczenie zilustrowane schematem:



Stwierdzono, że w probówce II wydzielił się bezbarwny gaz. Objawy reakcji zaobserwowano również w probówkach I i III.

Zadanie 162.

a) Napisz, co zaobserwowano podczas przebiegu tego doświadczenia w probówkach I i III (patrz → informacja do zadań 162.–164.).

b) Napisz <u>w formie cząsteczkowej</u>, stosując wzory półstrukturalne (grupowe) **związków organicznych, równania reakcji zachodzących podczas tego doświadczenia w probówkach II i III.**

Wskazówki do rozwiązania zadania

a)

Dokonaj analizy schematu doświadczenia i zauważ, że w probówce I zaszła reakcja, w wyniku której nastąpiło utlenienie kwasu metanowego. Pod wpływem ogrzewania

otrzymany roztwór odbarwił się, mieszanina pieniła się i wydzielał się gaz. Zaszła reakcja, w wyniku której powstała sól manganu(II). Kwas spowodował odbarwienie fioletowego roztworu. Trzeba wiedzieć, że kwasy karboksylowe reagują podobnie jak kwasy nieorganiczne. W probówce III kwas metanowy zachowuje się jak kwas nieorganiczny, a więc reaguje z magnezem, tworząc metanian magnezu. Wiadomo, że w wyniku reakcji kwasu z magnezem wydziela się wodór, a więc można zaobserwować wydzielanie się gazu.
b)
Trzeba pamiętać, że kwas metanowy ulega odwodnieniu i pod wpływem stężonego kwasu siarkowego(VI) następuje rozkład – powstaje CO i H_2O. Zauważ, że kwasy karboksylowe reagują podobnie jak kwasy nieorganiczne. W probówce III kwas metanowy zachowuje się jak kwas nieorganiczny, a więc reaguje z magnezem, tworząc metanian magnezu. Znając już reagenty biorące udział w reakcjach zachodzących podczas doświadczenia, możesz zapisać równania tych reakcji. Pamiętaj, że równania reakcji muszą być zapisane w formie cząsteczkowej i należy zastosować wzory półstrukturalne związków organicznych.

Zadanie 163.
Oceń, czy wykonanie w probówce I (patrz → informacja do zadań 162.–164.) **podobnej próby, w której zamiast kwasu metanowego użyjemy kwasu etanowego, doprowadzi do tego samego efektu. Swoją odpowiedź uzasadnij.**

Wskazówki do rozwiązania zadania
Należy wnikliwie przeanalizować schemat doświadczenia i zauważyć, że w probówce I zaszła reakcja, w wyniku której nastąpiło utlenienie kwasu metanowego. Przypomnij sobie budowę cząsteczki kwasu metanowego oraz kwasu etanowego i zauważ, że w cząsteczce kwasu metanowego można wyróżnić grupę aldehydową, a w cząsteczce kwasu etanowego tej grupy nie ma, a więc kwas metanowy ma właściwości redukujące, a kwas etanowy nie ma właściwości redukujących.

Zadanie 164.
Gaz, który wydzielił się w probówce II (patrz → informacja do zadań 162.–164.) spalono, a produkt spalania (substancję X) poddano identyfikacji.
Dokończ zdanie. Wybierz i zaznacz nazwę odczynnika A lub B oraz spostrzeżenia 1. albo 2.
W celu identyfikacji substancji X wprowadzono ją do

A	wody wapiennej	i zaobserwowano	1.	zmianę barwy roztworu.
B	wody destylowanej		2.	zmętnienie roztworu.

Informacja do zadań 165.–167.
W pracowni chemicznej znajduje się roztwór kwasu octowego o stężeniu 10% masowych. Zaprojektuj sposób postępowania, który pozwoli z tego roztworu otrzymać roztwór kwasu octowego o stężeniu 6% masowych. Dysponujesz: zlewką, w której znajduje się 200 g roztworu kwasu octowego o stężeniu 10% masowych, zlewką, w której znajduje się 500 g wody destylowanej, pustą zlewką o pojemności 0,5 dm^3, szklaną bagietką oraz wagą laboratoryjną.

Zadanie 165.
Zapisz odpowiednie obliczenia, które należy wykonać, aby otrzymać roztwór kwasu octowego o stężeniu 6% masowych z roztworu tego kwasu o stężeniu 10% masowych (patrz → informacja do zadań 165.–167.).

Zadanie 166.
Podaj (w odpowiedniej kolejności) **opis wszystkich czynności wykonanych podczas doświadczenia, którego celem było otrzymanie roztworu kwasu octowego o stężeniu 6% masowych** (patrz → informacja do zadań 165.–167.).

Zadanie 167.
Oblicz stężenie molowe roztworu kwasu octowego (o stężeniu 10,00% masowych) znajdującego się w zlewce (patrz → informacja do zadań 165.–167.), **jeżeli gęstość tego roztworu wynosi 1,0121 g · cm^{-3} oraz stężenie molowe roztworu kwasu octowego (o stężeniu 6,00% masowych) otrzymanego po rozcieńczeniu, jeżeli jego gęstość wynosi 1,0066 g · cm^{-3}.**

Źródło: J. Sawicka i inni, *Tablice Chemiczne,* Gdańsk 2004, s. 224.

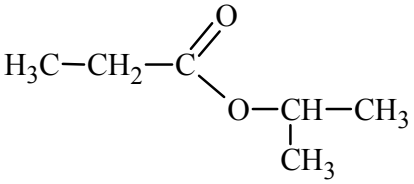
1.13. Estry i tłuszcze

Zadanie 168.
Pewien ester o wzorze sumarycznym $C_6H_{12}O_2$ otrzymuje się w reakcji kwasu karboksylowego X z alkoholem Y w obecności kwasu siarkowego(VI). Alkohol Y jest alkoholem drugorzędowym, który utleniany dichromianem(VI) potasu w środowisku kwasowym daje propanon.

a) Napisz wzór półstrukturalny (grupowy) **opisanego estru.**
Kwasy karboksylowe ulegają dekarboksylacji, której przebieg można przedstawić ogólnym równaniem: R–COOH → R–H + CO_2.
b) Posługując się wzorami półstrukturalnymi (grupowymi) **związków organicznych, napisz równanie reakcji dekarboksylacji kwasu karboksylowego oznaczonego w informacji literą X.**
W roztworze wodnym pewnego kwasu R–COOH o stężeniu $c_m = 0{,}2\ mol \cdot dm^{-3}$ stopień dysocjacji tego kwasu wynosi 2%.
c) Oblicz stałą dysocjacji kwasu.

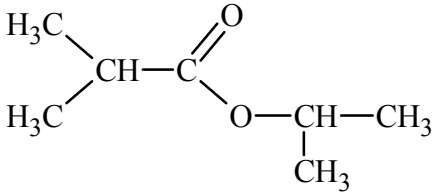
Wskazówki do rozwiązania zadania
a)
Aby rozwiązać tę część zadania, należy przeanalizować podaną informację. Znany jest wzór sumaryczny estru $C_6H_{12}O_2$. Wiadomo też, że alkohol reagujący z kwasem jest alkoholem drugorzędowym, który po utlenieniu daje dimetyloketon. Cząsteczka dimetyloketonu zawiera 3 atomy węgla $CH_3–CO–CH_3$ i powstaje przez utlenienie alkoholu drugorzędowego, którego cząsteczka również zawiera 3 atomy węgla. Alkoholem tym jest więc propan-2-ol o wzorze $CH_3–CH(OH)–CH_3$. Ponieważ cząsteczka estru zawiera 6 atomów węgla, a 3 z nich pochodzą od alkoholu, cząsteczka kwasu także zawiera 3 atomy węgla, jest to więc kwas propanowy o wzorze $CH_3–CH_2–COOH$. Znając wzór alkoholu i kwasu oraz sposób tworzenia estru, można napisać wzór półstrukturalny tego estru. W reakcji kwasu z alkoholem powstaje ester i woda:
$CH_3CH_2COOH + CH_3CH(OH)CH_3 \rightleftarrows CH_3CH_2COOCH(CH_3)_2 + H_2O$
b)
Dekarboksylacja kwasu karboksylowego (utrata grupy karboksylowej) prowadzi do powstania węglowodoru, w którego cząsteczkach atomów węgla jest o 1 mniej niż w cząsteczkach wyjściowego kwasu, i tlenku węgla(IV). Cząsteczki kwasu propanowego, ulegając dekarboksylacji, przekształcają się w cząsteczki etanu, zgodnie z równaniem:
$CH_3CH_2COOH \rightarrow CH_3CH_3 + CO_2$.
c)
Rozwiązanie rachunkowej części zadania wymaga rozumienia pojęcia *stopień dysocjacji*. Stopień dysocjacji to ułamek cząsteczek, które uległy rozpadowi, może być wyrażony w procentach. W treści zadania podano, że $\alpha = 2\%$, co oznacza, że $\alpha < 5\%$, Aby obliczyć stałą dysocjacji kwasu, najłatwiej jest zatem skorzystać z uproszczonego wzoru Ostwalda, który określa zależność stałej dysocjacji, stopnia dysocjacji i stężenia kwasu: $K = \alpha^2 \cdot c_m$. Podstawiając dane, otrzymujemy wartość stałej dysocjacji.

Poprawna odpowiedź
a)



b) $CH_3CH_2COOH \rightarrow CH_3CH_3 + CO_2$
c)
Dane: Szukane:
$c_m = 0{,}2\ mol \cdot dm^{-3}$ K
$\alpha = 2\%$
Rozwiązanie:
$\alpha = 2\% = 0{,}02$
$\alpha < 5\%$, więc $K = \alpha^2 \cdot c_m$ $K = 0{,}02^2 \cdot 0{,}2 = 8 \cdot 10^{-5}$
Odpowiedź: Stała dysocjacji kwasu wynosi $8 \cdot 10^{-5}$.

Informacja do zadań 169.–171.
Poniżej przedstawiono wzór pewnego związku organicznego.



Zadanie 169.
Zaznacz odpowiedź poprawnie określającą nazwę grupy związków organicznych, do której zalicza się związek chemiczny o przedstawionym wzorze (patrz → informacja do zadań 169.–171.).
A. Wyższe kwasy karboksylowe.
B. Estry kwasów karboksylowych i alkoholi pierwszorzędowych.
C. Estry kwasów karboksylowych i alkoholi drugorzędowych.
D. Sole kwasów karboksylowych.

Wskazówki do rozwiązania zadania
Należy przeanalizować budowę podanego w informacji wstępnej związku organicznego: w cząsteczce przedstawionego związku organicznego występuje wiązanie estrowe –COO–, czyli związek ten jest estrem. Dalsza analiza budowy tego estru pozwala stwierdzić, że został on utworzony z kwasu karboksylowego i alkoholu drugorzędowego.

Poprawna odpowiedź
C

Zadanie 170.
Zaznacz odpowiedź przedstawiającą poprawne <u>nazwy systematyczne</u> kwasu i alkoholu, z których powstał związek organiczny o podanym wzorze (patrz → informacja do zadań 169.–171.).
A. kwas 2-metylopropanowy, propan-2-ol
B. kwas 2-metylobutanowy, propan-1-ol
C. kwas izopropanowy, propan-1-ol
D. kwas izobutanowy, propan-2-ol

Wskazówki do rozwiązania zadania

Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, trzeba odpowiedzieć na pytanie, z jakiego kwasu i z jakiego alkoholu ten ester został utworzony. Następnie, posługując się nomenklaturą systematyczną, podać nazwy systematyczne kwasu karboksylowego i alkoholu, z których powstał badany ester. Nazwę alkoholu tworzy się przez dodanie do nazwy węglowodoru przyrostka (końcówki) *-ol*. Numerację łańcucha głównego węglowodoru prowadzi się w taki sposób, aby lokant grupy –OH był jak najmniejszy. Gdy w łańcuchu znajdują się inne podstawniki, wymienia się je w kolejności alfabetycznej. W przypadku alkoholu, z którego powstał opisany ester, jego wzór i nazwa systematyczna są następujące:

$CH_3 – CH(OH) – CH_3$ propan-2-ol

W przypadku kwasu karboksylowego nazwę systematyczną tworzy się z 2 wyrazów: wyrazu *kwas* oraz podanego w formie przymiotnikowej wyrazu określającego jego budowę. Tworzy się go przez dodanie przyrostka *-owy* do nazwy węglowodoru o tej samej liczbie atomów węgla (łącznie z atomem węgla grupy karboksylowej). Atom węgla grupy karboksylowej (–COOH) zalicza się w tym przypadku do rdzenia cząsteczki i podlega on numeracji, otrzymując lokant 1. Gdy łańcuch węglowodoru jest rozgałęziony, stosuje się te same zasady, co w nazewnictwie węglowodorów. Kwas, który tworzy ester, ma następujący wzór i nazwę:

$CH_3 – CH(CH_3) – COOH$ kwas 2-metylopropanowy

Zadanie 171.

Na związek organiczny, którego wzór przedstawiono w informacji wstępnej (patrz → informacja do zadań 169.–171.), podziałano wodnym roztworem NaOH. W wyniku reakcji otrzymano 2 nowe związki organiczne oznaczone umownie literami A i B.

Uzupełnij tabelę, wpisując wzory półstrukturalne otrzymanych związków organicznych A i B oraz nazwę wiązania, które uległo rozpadowi w czasie opisanej reakcji chemicznej.

Wzór półstrukturalny związku A	
Wzór półstrukturalny związku B	
Nazwa wiązania	

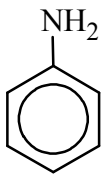
Wskazówki do rozwiązania zadania

Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, należy zauważyć, że badany związek jest estrem i w jego cząsteczce występuje charakterystyczne wiązanie estrowe –COO–. Estry ulegają reakcji hydrolizy, czyli reakcji z wodą w środowisku kwasowym lub zasadowym. Reakcja hydrolizy estrów w środowisku kwasowym jest prostym odwróceniem reakcji estryfikacji. Reakcja hydrolizy estrów w środowisku zasadowym ma inny przebieg niż hydroliza kwasowa. Jej produktami są sól sodowa kwasu karboksylowego oraz alkohol. Reakcja ta jest praktycznie nieodwracalna, ponieważ sól kwasu karboksylowego nie może reagować z alkoholem z utworzeniem estru. Zasadowa hydroliza estrów nosi zwyczajowo nazwę zmydlania.

1.14. Związki organiczne zawierające azot. Białka

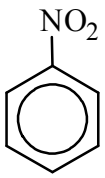
Zadanie 172.
W celu zbadania właściwości związków organicznych o podanych poniżej wzorach, sporządzono wodne roztwory tych substancji o jednakowym stężeniu i zmierzono pH otrzymanych roztworów.

I

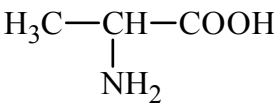


II

III



IV



a) Uzupełnij tabelę, wpisując literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F – jeżeli jest fałszywe.

Zdanie	P/F
1. Stężenie jonów wodorotlenkowych w roztworze wodnym substancji I jest większe niż w roztworze substancji II.	
2. Produktem redukcji substancji III jest substancja I.	
3. Substancja IV w roztworze wodnym ulega dysocjacji kwasowej i dysocjacji zasadowej.	

Związek, którego wzór oznaczono numerem III, poddano działaniu mieszaniny nitrującej i otrzymano jako główny produkt inny związek: jego cząsteczki zawierają 2 grupy funkcyjne. Grupa nitrowa jest podstawnikiem drugiego rodzaju i następny podstawnik kieruje w reakcji substytucji elektrofilowej w położenie *meta*.
b) Napisz wzór powstałego głównego produktu opisanej reakcji i podaj jego nazwę.

Wskazówki do rozwiązania zadania
Mając podane wzory półstrukturalne związków organicznych, należy je przyporządkować do określonej grupy związków organicznych i zwrócić uwagę na znajdujące się w nich grupy funkcyjne.

Związek	Grupa związków organicznych	Grupa funkcyjna
I	amina aromatyczna	$–NH_2$
II	amina alkilowa	$–NH_2$
III	związek nitrowy	$–NO_2$
IV	aminokwas	–COOH i $–NH_2$

Taka klasyfikacja związków pozwala na przypisanie każdemu z nich określonych właściwości.
a)
Trzeba przypomnieć, że związki zawierające grupę aminową $–NH_2$ mają właściwości zasadowe, są to związki oznaczone numerami: I, II i IV. Dzięki wolnej parze elektronów na atomie azotu grupy aminowej mogą przyłączyć proton, są więc zasadami Brønsteda. Obecność pierścienia benzenowego w cząsteczce związku powoduje wzrost charakteru kwasowego. Oznacza to, że właściwości zasadowe grupy aminowej w cząsteczce związku I są słabsze niż w cząsteczce związku II. Stężenie jonów wodorotlenkowych jest zatem mniejsze w wodnym roztworze substancji I niż w wodnym roztworze substancji II; zdanie 1.

jest więc fałszywe. Prawdziwe jest natomiast zdanie 2., ponieważ cząsteczki związku III zawierają grupę nitrową $–NO_2$, która ulega redukcji do grupy $–NH_2$, a więc produktem redukcji substancji III jest substancja I. Cząsteczki związku IV oprócz grupy aminowej zawierają jeszcze grupę karboksylową –COOH, która ma charakter kwasowy, czyli może oddawać proton (kwas Brønsteda). Wynika z tego, że związek ten może dysocjować w roztworze wodnym jak kwas (grupa karboksylowa) i jak zasada (grupa aminowa), więc zdanie 3. również jest prawdziwe.

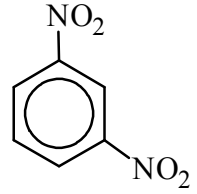
b)

Związek III poddano działaniu mieszaniny nitrującej, co oznacza, że wziął on udział w reakcji nitrowania. Reakcja ta – będąca reakcją substytucji elektrofilowej – spowoduje wprowadzenie do cząsteczki kolejnej grupy nitrowej $–NO_2$. Zgodnie z informacją w zadaniu, w cząsteczce produktu głównego reakcji znajdzie się ona w położeniu *meta* względem już występującej w cząsteczce grupy nitrowej. Oznacza to, że jedna grupa nitrowa będzie połączona z atomem węgla, któremu nadamy numer 1, a druga – z atomem węgla, który będzie miał numer 3 (podstawniki znajdą się przy 1. i 3. atomie węgla w pierścieniu aromatycznym; takie wzajemne ułożenie podstawników oznacza termin *meta*). Nazwę powstałego związku tworzymy, podając położenie podstawnika lub podstawników, ich liczbę (jeżeli jest więcej niż 1 podstawnik) i nazwę lub nazwy oraz nazwę węglowodoru, którego związek jest pochodną. W przypadku opisanego produktu nitrowania związku III mamy pochodną benzenu, której cząsteczki zawierają 2 grupy nitrowe przy 1. i 3. atomie węgla pierścienia, nazwa tego związku będzie więc następująca: 1,3-dinitrobenzen. Można też w nazwie tego związku położenie grup funkcyjnych wyrazić, używając litery *m*, będącej pierwszą literą określenia *meta*: *m*-dinitrobenzen.

Poprawna odpowiedź

a) 1. F
2. P
3. P

b) Wzór związku:



Nazwa związku: 1,3-dinitrobenzen *lub m*-dinitrobenzen

Zadanie 173.

Jedna z metod otrzymywania aminokwasów z kwasów karboksylowych polega na przeprowadzeniu reakcji odpowiedniego kwasu karboksylowego z chlorem w obecności katalizatora (reakcja 1.), a następnie reakcji otrzymanego kwasu chlorokarboksylowego z nadmiarem amoniaku, co prowadzi do powstania aminokwasu (reakcja 2.).

Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne,* Gdańsk 2008, s. 139.

a) Napisz, stosując wzory półstrukturalne (grupowe) **związków organicznych, równania reakcji otrzymywania kwasu 2-aminopropanowego opisaną metodą.**

b) Wymienione w informacji związki organiczne: aminokwas oraz kwas karboksylowy i kwas chlorokarboksylowy, z których opisaną metoda można aminokwas ten otrzymać, uszereguj zgodnie ze wzrostem wartości pH ich wodnych roztworów.

Wskazówki do rozwiązania zadania

a)

Rozwiązanie zadania należy rozpocząć od ustalenia, jak zbudowana jest cząsteczka kwasu 2-aminopropanowego, czyli produktu reakcji, których równania mamy napisać. Nazwa kwasu oznacza, że jest on pochodną kwasu propanowego, z czego wynika, że jego cząsteczka zawiera 3 atomy węgla, a przy drugim atomie węgla znajduje się grupa aminowa $–NH_2$. Substratem 1. reakcji powinien być więc kwas propanowy CH_3CH_2COOH. Podczas reakcji tego kwasu z chlorem zachodzi wymiana jednego atomu wodoru związanego z drugim atomem węgla na atom chloru – powstaje kwas 2-chlorokarboksylowy $CH_3CHClCOOH$. Kwas ten reaguje z nadmiarem amoniaku NH_3 (reakcja 2.). W czasie tej reakcji atom chloru jest zastąpiony przez grupę aminową $–NH_2$, w wyniku czego powstaje kwas 2-aminopropanowy $CH_3CH(NH_2)COOH$. Produktem ubocznym reakcji chlorek amonu NH_4Cl.

b)

Aby uszeregować podane związki ze wzrostem wartości pH ich wodnych roztworów, należy zwrócić uwagę, jak podstawniki, którymi są atom chloru i grupa aminowa, wpływają na moc kwasu karboksylowego. Wprowadzenie atomu chloru do cząsteczki kwasu powoduje wzrost mocy kwasu, a wprowadzenie grupy aminowej powoduje zmniejszenie mocy kwasu (można to sprawdzić, korzystając z tablic z wartościami stałych dysocjacji znajdujących się w zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*). Im większa jest moc kwasu, tym większe jest stężenie jonów H^+ w roztworze kwasu o danym stężeniu. Ponieważ $pH = -\log c_{H^+}$, więc im większe jest stężenie jonów H^+ w roztworze, tym mniejsze jest pH tego roztworu. Spośród wymienionych w zadaniu związków najmocniejszym kwasem jest kwas chlorokarboksylowy, słabszy od niego jest kwas karboksylowy, a najsłabszym kwasem jest aminokwas, zatem pH ich wodnych roztworów wzrasta w odwrotnej kolejności.

Poprawna odpowiedź

a) Reakcja 1.: $CH_3CH_2COOH + Cl_2 \rightarrow CH_3CHClCOOH + HCl$

lub

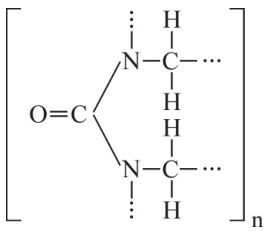
Reakcja 2.: $CH_3CHClCOOH + 2NH_3 \rightarrow CH_3CHNH_2COOH + NH_4Cl$

lub

b) kwas chlorooctowy, kwas karboksylowy, aminokwas

Zadanie 174.

W wyniku polikondensacji mocznika z pewnym aldehydem powstaje tworzywo sztuczne, mające zastosowanie między innymi do wyrobu płyt laminowanych, produkcji blatów kuchennych, wytwarzania wykładzin mebli. Tworzywo należy do aminoplastów i ma wzór:



Na podstawie: J. Sawicka i inni, *Tablice chemiczne,* Gdańsk 2008, s. 128.

a) Napisz wzór strukturalny mocznika oraz aldehydu, który w reakcji polikondensacji z mocznikiem tworzy opisane tworzywo.

Wodny roztwór mocznika ogrzewano z dodatkiem stężonego kwasu siarkowego(VI). Zaobserwowano wydzielanie się pęcherzyków bezbarwnego gazu.

b) Napisz równanie opisanej reakcji.

Wskazówki do rozwiązania zadania

a)

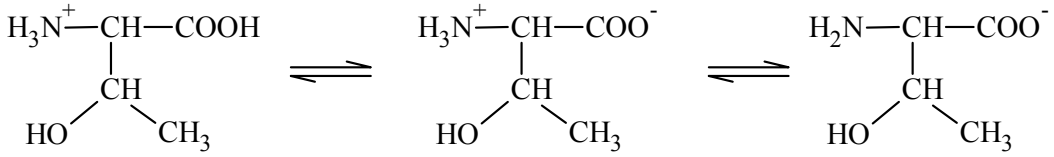
Aby poprawnie rozwiązać zadanie, trzeba wiedzieć, jak zbudowana jest cząsteczka mocznika i – analizując wzór ogólny tworzywa – rozpoznać aldehyd, którego reakcja polikondensacji z mocznikiem doprowadzi do powstania związku wielkocząsteczkowego o podanym wzorze ogólnym. Polikondensacja polega na łączeniu wielu małych cząsteczek w 1 dużą kosztem wiązania podwójnego, czemu towarzyszy powstawanie produktu ubocznego o małych cząsteczkach, takich jak woda lub amoniak. Mocznik jest związkiem o wzorze $CO(NH_2)_2$. Aldehydem, który ulega kondensacji z mocznikiem, jest związek zawierający 1 atom węgla w cząsteczce, a więc metanal (aldehyd mrówkowy) HCHO.

b)

Rozwiązanie tej części zadania wymaga znajomości właściwości mocznika (amidu kwasowego) i przebiegu reakcji, która zachodzi w czasie ogrzewania wodnego roztworu tego związku z dodatkiem stężonego kwasu siarkowego(VI). Jest to reakcja hydrolizy mocznika w środowisku kwasowym. Jej produktami są tlenek węgla(IV) (dlatego zaobserwowano wydzielanie się pęcherzyków gazu) i siarczan(VI) amonu.

Zadanie 175.

Aminokwas treonina ulega w roztworze wodnym przemianom zgodnie z przedstawionym schematem:



a) Zaznacz poprawne dokończenie zdania.

O kierunku przemian zgodnie z podanym schematem decyduje

A. stężenie treoniny w roztworze.

B. pH roztworu.

C. obecność katalizatora w roztworze.

D. obecność wody jako rozpuszczalnika.

b) Napisz wzór soli, jaką tworzy treonina w wyniku działania na nią wodnego roztworu wodorotlenku sodu i określ, jakie właściwości (kwasowe czy zasadowe) **aminokwas ten wykazuje w opisanej reakcji.**

Wskazówki do rozwiązania zadania

a)

Aminokwasy zawierają 2 grupy funkcyjne: grupę karboksylową –COOH i grupę aminową – NH_2. W roztworze wodnym mogą występować w postaci kationu, anionu lub jonu obojnaczego. Jon obojnaczy występuje w roztworze, w którym pH jest równe punktowi izoelektrycznemu pI aminokwasu. W zależności od środowiska równowaga przedstawionej w informacji wprowadzającej reakcji może być przesunięta w stronę powstawania kationu lub anionu. O kierunku zmian równowagi decyduje pH roztworu. W środowisku kwasowym

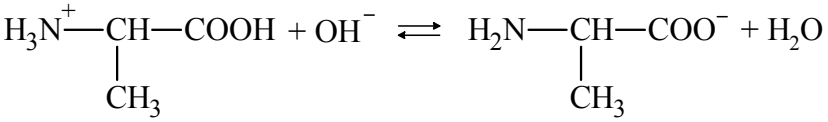
aminokwas zachowuje się jak zasada, a w środowisku zasadowym jak kwas. Poprawna jest zatem odpowiedź B.

b)

W wodnym roztworze wodorotlenku sodu obecne są jony OH^-, które reagują zarówno z grupą karboksylową cząsteczki treoniny, jak i grupą $-NH_3^+$, łącząc się z kationami wodorowymi H^+. W wyniku tych reakcji, w których treonina wykazuje właściwości kwasowe, powstaje sól o wzorze: $CH_3CH(OH)–CH(NH_2)–COONa$.

Zadanie 176.

Aminokwas alanina w roztworze wodnym o zasadowym odczynie ulega reakcji zgodnie z zapisem:



a) Wypełnij tabelę, wpisując wzory kwasów i zasad Brønsteda, które w tej reakcji tworzą sprzężone pary.

Sprzężona para	
kwas	zasada

Punkt izoelektryczny aminokwasów to takie pH roztworu, przy którym aminokwas występuje w postaci soli wewnętrznej.

b) Podaj wzór jonu, w którego postaci alanina występuje w roztworach wodnych o pH > 7 i wzór jonu, w którego postaci aminokwas ten występuje w roztworach wodnych o pH < 5.

c) Napisz równanie reakcji tworzenia dipeptydu o nazwie glicyloalanina Gly-Ala.

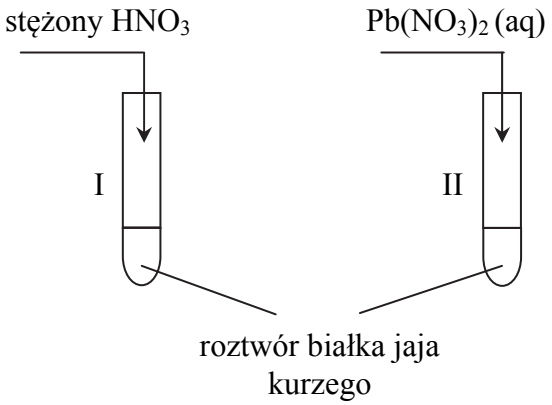
d) Dokończ zdanie, zaznaczając wniosek A lub B i jego uzasadnienie 1. lub 2.

Badając właściwości alaniny, stwierdzono, że alanina

A	jest	związkiem optycznie czynnym,	1.	ponieważ w jej cząsteczce występuje asymetryczny atom węgla.
B	nie jest		2.	ponieważ w jej cząsteczce nie występuje asymetryczny atom węgla.

Zadanie 177.

Do probówek zawierających wodny roztwór białka kurzego dodano stężony roztwór kwasu azotowego(V) do probówki I i roztwór azotanu(V) ołowiu(II) do probówki II. Zaobserwowano zmiany w obu probówkach świadczące o przebiegu reakcji chemicznych.

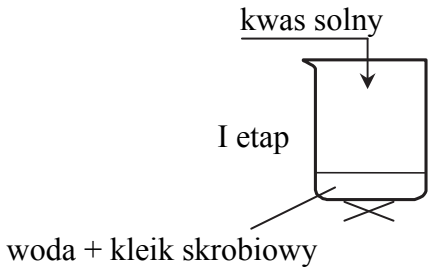


a) Opisz zaobserwowane zmiany, które świadczą o tym, że w obu probówkach zaszła reakcja chemiczna.

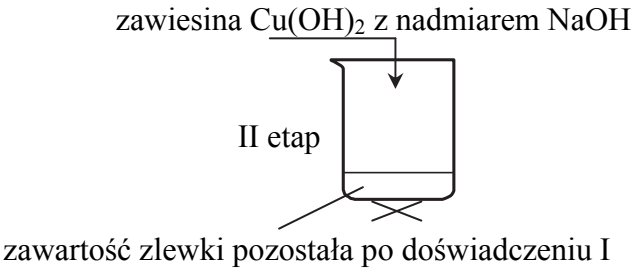
b) Napisz nazwy dwóch aminokwasów dających w reakcji ze stężonym HNO_3 taki sam efekt, jaki zaobserwowano w probówce I.

1.15. Cukry

Informacja do zadań 178. i 179.
Uczniowie przeprowadzili dwuetapowe doświadczenie. I etap doświadczenia zilustrowali schematem:



Po ochłodzeniu zneutralizowali nadmiar kwasu wodorotlenkiem sodu i przeprowadzili II etap doświadczenia, według schematu:



Podczas II etapu doświadczenia zaobserwowali powstanie ceglastoczerwonego osadu.

Zadanie 178.
Stosując wzory sumaryczne związków, napisz uproszczone równanie reakcji zachodzącej podczas I etapu doświadczenia (patrz → informacja do zadań 178. i 179.). **Zaznacz warunki prowadzenia procesu.**

Wskazówki do rozwiązania zadania
Dokonaj analizy schematu doświadczenia i zauważ, że w I etapie doświadczenia przeprowadzono hydrolizę skrobi, czyli rozpad skrobi pod wpływem wody przy udziale kwasu solnego. Jest to skomplikowany wieloetapowy proces, podczas którego następuje rozpad cząsteczek na coraz mniejsze fragmenty, zwane dekstrynami, a następnie powstaje maltoza, która w ostatnim etapie hydrolizuje do glukozy. W odpowiedzi przedstaw uproszczone równanie hydrolizy skrobi, czyli prowadzące do końcowego produktu – glukozy. Zapisz więc wzory substratów i produktów, a następnie dokonaj bilansu masy i ustal współczynniki stechiometryczne.

Przykład poprawnej odpowiedzi
$(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \xrightarrow{HCl(aq),\ T} nC_6H_{12}O_6$

Zadanie 179.
Uczniowie (patrz → informacja do zadań 178. i 179.) przedstawili cel doświadczenia i na podstawie przyjętych założeń oraz obserwacji sformułowali wniosek.

	Cel doświadczenia	Wniosek
Uczeń 1.	*Sprawdzenie, czy skrobia ma właściwości redukujące.*	*Skrobia ma właściwości redukujące.*
Uczeń 2.	*Sprawdzenie, czy produktem hydrolizy skrobi jest glukoza.*	*Produktem hydrolizy skrobi jest glukoza.*

Przedstawione przez uczniów cele doświadczenia i wnioski są błędne.

a) Wyjaśnij, dlaczego podane przez uczniów cele doświadczenia oraz sformułowane na podstawie obserwacji i przyjętych celów wnioski są błędne.

b) Podaj poprawny cel opisanego doświadczenia i na podstawie przyjętych założeń oraz obserwacji sformułuj wniosek wynikający z tego doświadczenia.

Wskazówki do rozwiązania zadania

a)

Na wstępie dokonaj analizy przebiegu dwuetapowego doświadczenia. Przypomnij sobie właściwości skrobi i zauważ, że substancja ta ogrzewana z roztworami mocnych kwasów ulega hydrolizie. W II etapie doświadczenia przeprowadzono próbę Trommera – zaszła reakcja, w wyniku której nastąpiło utlenienie substancji znajdującej się w zlewce po I etapie doświadczenia. Wynik tej próby okazał się pozytywny, bo wytrącił się pomarańczowy osad Cu_2O. Takie objawy próby Trommera są charakterystyczne dla związków, które w cząsteczce mają grupę aldehydową. Możemy więc stwierdzić, że substancja, której roztwór otrzymano w zlewce po I etapie doświadczenia, ma właściwości redukujące, oraz że w jej cząsteczce jest grupa aldehydowa. Cele i wnioski sformułowane przez ucznia 1. i ucznia 2. są więc nieuprawnione.

b)

Celem doświadczenia jest rozwiązanie problemu badawczego. Problem badawczy można przedstawić w postaci pytania, ale również w formie zdania oznajmującego, np. jako temat doświadczenia. W materiale źródłowym opisano przebieg doświadczenia i zilustrowano jego wynik, a więc możesz sformułować problem badawczy, np. jako zdanie oznajmujące, czyli jako temat tego doświadczenia.

Z kolei wniosek jest potwierdzeniem lub zaprzeczeniem hipotezy (czyli przypuszczenia, które się sprawdza w doświadczeniu). Wniosek jest odpowiedzią na pytanie zawarte w problemie badawczym. Jest uogólnieniem sformułowanym na podstawie uzyskanych wyników. W materiale źródłowym przedstawiono opis i wynik doświadczenia. Jeżeli dokonaliśmy poprawnej odpowiedzi w punkcie a) zadania, to nie powinniśmy mieć problemu ze sformułowaniem celu doświadczenia i wniosku, czyli odpowiedzią na pytanie zawarte w problemie badawczym. Celem doświadczenia jest zbadanie, czy produkt hydrolizy skrobi ma właściwości redukujące, a poprawnie sformułowany wniosek brzmi: produkt hydrolizy skrobi ma właściwości redukujące.

Przykład poprawnej odpowiedzi

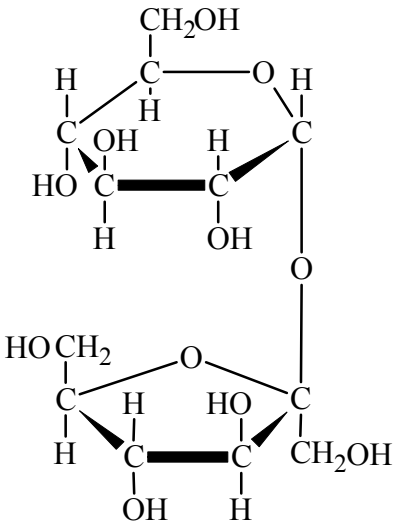
a) Uczeń 1:

W I etapie doświadczenia zachodzi hydroliza skrobi, a więc w II etapie doświadczenia badane są właściwości redukujące produktu hydrolizy skrobi, a nie skrobi – podany cel doświadczenia jest więc błędny. Opisana obserwacja (wynik próby Trommera) jest prawdziwa dla produktu hydrolizy skrobi. Nie można stwierdzić, czy będzie prawdziwa dla skrobi, a więc sformułowany wniosek jest błędny. Na podstawie przeprowadzonego doświadczenia nie można sformułować wniosku dotyczącego właściwości redukujących skrobi.

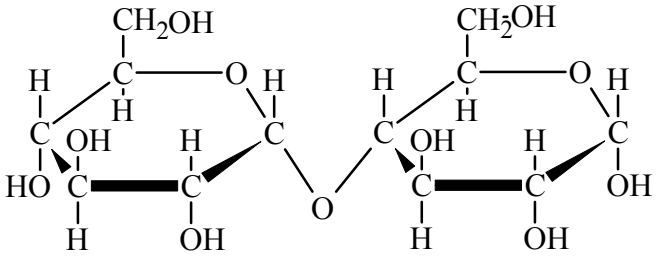
Uczeń 2.:
W I etapie doświadczenia zachodzi hydroliza skrobi, a w II etapie badane są właściwości redukujące produktu hydrolizy skrobi – stwierdzamy obecność substancji, która ma właściwości redukujące – nie musi nią być glukoza. Podana obserwacja (wynik próby Trommera) produktu hydrolizy może być prawdziwa, np. dla aldehydu, maltozy i każdego innego związku redukującego. Związki te, podobnie jak glukoza, dają takie same objawy reakcji z zawiesiną $Cu(OH)_2$. Wniosek nie jest więc poprawny – na podstawie wyniku doświadczenia nie możemy stwierdzić, że produktem hydrolizy skrobi na pewno jest glukoza, można stwierdzić, że jest nim związek redukujący.
b) Cel doświadczenia: Zbadanie, czy produkt hydrolizy skrobi ma właściwości redukujące.
Wniosek: Produkt hydrolizy skrobi ma właściwości redukujące.

Zadanie 180.
Na rysunku przedstawiono wzory dwóch wybranych disacharydów:

Disacharyd I



Disacharyd II



a) Uzupełnij tabelę, wpisując literę P, jeżeli zdanie jest prawdziwe, lub literę F – jeżeli jest fałszywe.

Zdanie	P/F
1. Przedstawiony powyżej disacharyd I składa się z reszty *α*-D-glukopiranozy i reszty *β*-D-glukopiranozy, a disacharyd II z dwóch reszt α-D-glukopiranozy.	
2. W reakcji z zawiesiną $Cu(OH)_2$ obu disacharydów w temperaturze pokojowej niebieski osad znika i powstaje klarowny szafirowy roztwór.	
3. Reszty monosacharydowe w cząsteczkach obu disacharydów połączone są wiązaniem O-glikozydowym.	

b) Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie tak, aby zdania były prawdziwe.
1. Przedstawiony na rysunku disacharyd I (ma właściwości redukujące/nie ma właściwości redukujących), a disacharyd II (ma właściwości redukujące/nie ma właściwości redukujących).
2. Związek oznaczony numerem II (jest/nie jest) optycznie czynny.
3. W procesie hydrolizy disacharydu oznaczonego numerem I powstaje równomolowa mieszanina (galaktozy i glukozy/glukozy i fruktozy).

Wskazówki do rozwiązania zadania

a)

Rozwiązanie zadania wymaga rozpoznania właściwości disacharydów na podstawie podanych wzorów półstrukturalnych. Związek I przedstawia sacharozę, a związek II maltozę. Należy zwrócić uwagę na wzory reszt cukrów prostych budujących dany disacharyd. Reszty cukrów prostych, tworząc disacharydy, łączą się przez atom tlenu, takie wiązanie nazywane jest wiązaniem O-glikozydowym. Sacharoza zbudowana jest z reszty α-D-glukopiranozy (pierścień sześcioczłonowy) i reszty β-D-fruktofuranozy (pierścień pięcioczłonowy). Obie reszty połączone są wiązaniem O-glikozydowym w pozycji 1-2. Pierwszy atom węgla reszty glukozowej (w formie łańcuchowej glukozy wchodził on w skład grupy aldehydowej) połączony jest z drugim atomem węgla w reszty fruktozowej (w formie łańcuchowej fruktozy wchodził on w skład grupy ketonowej). Grupy odpowiedzialne za właściwości redukujące zostają więc zablokowane i sacharoza nie ma właściwości redukujących. Maltoza zbudowana jest z dwóch reszt α-D-glukopiranozy, połączonych w pozycji 1-4. Pierwszy atom węgla reszty glukozowej (w formie łańcuchowej glukozy wchodził on w skład grupy aldehydowej) połączony jest z czwartym atomem węgla drugiej reszty glukozowej. Maltoza zachowuje więc możliwość odtworzenia jednej grupy aldehydowej, ma zatem właściwości redukujące. Oba sacharydy zawierają w cząsteczce wiele grup hydroksylowych, reagują więc z zawiesiną wodorotlenku miedzi(II) w temperaturze pokojowej i powstaje roztwór o szafirowym zabarwieniu.

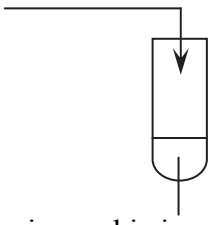
b)

W tej części zadania wykorzystujemy to, do czego doszliśmy, rozwiązując część a). Dzięki temu możemy uzupełnić zdanie 1. i zdanie 3. Aby uzupełnić zdanie 2., musimy wiedzieć, że związek organiczny jest optycznie czynny, kiedy w jego cząsteczce występuje asymetryczny, czyli połączony z czterema różnymi podstawnikami, atom węgla. Cząsteczka glukozy – monosacharydu, którego reszty budują cząsteczkę disacharydu II – zawiera 4 asymetryczne atomy węgla i nie ma płaszczyzny symetrii, dlatego glukoza jest optycznie czynna, w konsekwencji disacharyd II też jest związkiem optycznie czynnym.

Zadanie 181.

Zaprojektuj doświadczenie, którego przebieg pozwoli na identyfikację skrobi znajdującej się w wodnej zawiesinie mąki ziemniaczanej.

a) Uzupełnij schemat doświadczenia, wpisując nazwę odczynnika wybranego spośród następujących: wodny roztwór $KMnO_4$ z zasadą sodową, woda bromowa Br_2 (aq), I_2 w wodnym roztworze KI.



zawiesina mąki ziemniaczanej w wodzie

b) Napisz, jaka możliwa do zaobserwowania zmiana potwierdzi obecność skrobi w mące ziemniaczanej.

Wskazówki do rozwiązania zadania

Warunkiem poprawnego rozwiązania jest znajomość barwnych reakcji identyfikujących związki organiczne. Należy pamiętać, że skrobię identyfikuje się za pomocą roztworu jodu w wodnym roztworze jodku potasu. Obecność skrobi w mące ziemniaczanej potwierdzi granatowe zabarwienie zawartości probówki.

Zadanie 182.
Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie tak, aby zdania były prawdziwe.
1. Cząsteczki skrobi składają się z reszt glukozy połączonych wiązaniami (α-glikozydowymi/β-glikozydowymi).
2. Liczba reszt glukozy w cząsteczkach skrobi jest (większa/mniejsza) od liczby reszt glukozy w cząsteczkach celulozy.
3. Skrobia jest cukrem zapasowym (roślinnym/zwierzęcym).

2. Wskazówki do rozwiązania zadań

Zadanie 5.
W treści zadania została podana masa otrzymanego amoniaku i wydajność reakcji wynosząca 30%. Należy zauważyć, ze stosunek molowy reagentów wynosi: $n_{N_2} : n_{H_2} : n_{NH_3} = 1 : 3 : 2$.

Możesz wykonywać obliczenia, biorąc pod uwagę liczbę moli, masę lub objętość reagentów. W *I sposobie* oblicz liczbę moli otrzymanego amoniaku (1800 moli) jako iloraz masy i masy molowej. Następnie oblicz liczbę moli amoniaku, która powstałaby, gdyby wydajność reakcji wynosiła 100% (6000 moli). Dalej, pamiętając o stechiometrii reakcji, wyznacz liczbę moli azotu (3000 moli) i zamień liczbę moli azotu na objętość (67 dm^3), wiedząc, że 1 mol gazu w warunkach normalnych zajmuje objętość 22,4 dm^3. Następnie, pamiętając o stechiometrii reakcji, wyznacz liczbę moli wodoru (9000 moli) i oblicz masę wodoru (18 kg) jako iloczyn liczby moli i masy molowej.
W *II sposobie* oblicz masę amoniaku, który powstałby, gdyby wydajność reakcji wynosiła 100% (102 kg). Następnie, pamiętając o stechiometrii reakcji i o tym, że 1 mol gazu w warunkach normalnych zajmuje objętość 22,4 dm^3, wyznacz objętość azotu (67 dm^3). Dalej, uwzględniając stechiometrię reakcji, z proporcji możesz obliczyć masę wodoru (18 kg). Należy przyjąć poprawne zaokrąglenia wyników pośrednich i wyniku końcowego oraz pamiętać o podaniu wyniku z odpowiednią jednostką. Pamiętaj, że wynik zależy od przyjętych zaokrągleń.

Zadanie 6.
W treści zadania zostało podane początkowe stężenie substratów i objętość reaktora. Należy zauważyć, że stosunek molowy reagentów wynosi: $n_{N_2} : n_{H_2} : n_{NH_3} = 1 : 3 : 2$.

Na początku oblicz (np. z proporcji) liczbę moli wodoru, który wziął udział w reakcji (1,8 mola), wiedząc, że przereagowało 30% początkowej ilości tego substratu. Następnie, pamiętając o stechiometrii reakcji, wyznacz liczbę moli azotu, który wziął udział w reakcji (0,6 mola) i liczbę moli powstałego amoniaku (1,2 mola). Dalej oblicz liczbę moli wodoru (4,2 mola) i azotu (1,4 mola) w stanie równowagi – jako różnicę między początkową liczbą moli substratów a liczbą moli substratów, które wzięły udział w reakcji. Trzeba zauważyć, że liczba moli amoniaku w stanie równowagi jest równa liczbie moli amoniaku, który powstał w wyniku reakcji. Należy przyjąć poprawne zaokrąglenia wyników pośrednich i wyniku końcowego oraz pamiętać o podaniu wyniku z odpowiednią jednostką. Pamiętaj, że wyniki zależą od przyjętych zaokrągleń.

Zadanie 7.
Rozwiązując zadanie, należy przeanalizować podane równanie reakcji. W reakcji powstają trzy produkty: sól o wzorze $Cu(NO_3)_2$, tlenek azotu(IV) o wzorze NO_2 i woda. Jedynym produktem gazowym reakcji jest więc tlenek azotu(IV). Z równania reakcji wynika, że z 1 mola miedzi powstają 2 mole tlenku azotu(IV), jeżeli więc obliczymy liczbę moli miedzi, będziemy mogli obliczyć liczbę moli tlenku azotu(IV), która posłuży nam do obliczenia objętości wydzielonego gazu w warunkach normalnych. Wiemy, że w warunkach tych 1 mol gazu zajmuje objętość 22,4 dm^3, a więc objętość n moli gazu w warunkach normalnych jest równa $n \cdot 22{,}4$ (dm^3). Musimy jeszcze zwrócić uwagę na polecenie, które wymaga podania wyniku w centymetrach sześciennych. Ponieważ 1 dm^3 to 103 cm^3, więc wynik w decymetrach sześciennych powinniśmy pomnożyć przez 1000, aby otrzymać wynik w centymetrach sześciennych.

Zadanie 8.

a)

Wzór tlenkowy (uproszczony) danej soli musi być jakościowo i ilościowo identyczny w stosunku do „zwykłego" wzoru tej soli. Aby go ułożyć, mając „zwykły" wzór soli, trzeba zidentyfikować tlenki, które tę sól tworzą. W przypadku diwodorofosforanu(V) wapnia $Ca(H_2PO_4)_2$, który jest solą wapnia i kwasu ortofosforowego(V), tlenkami tymi są: tlenek wapnia CaO i tlenek fosforu(V) P_2O_5, będący bezwodnikiem kwasu fosforowego(V). W ten sposób mamy uwzględniony 1 atom wapnia, 2 atomy fosforu i 6 atomów tlenu. W skład diwodorofosforanu(V) wapnia $Ca(H_2PO_4)_2$ wchodzi 1 atom wapnia, 2 atomy fosforu, 8 atomów tlenu i 4 atomy wodoru. Musimy więc uwzględnić jeszcze 4 atomy wodoru i 2 atomy tlenu, które tworzą 2 cząsteczki wody. Dzięki temu otrzymujemy tlenkowy wzór diwodorofosforanu(V) wapnia: $CaO \cdot P_2O_5 \cdot 2H_2O$.

b)

Aby rozwiązać zadanie, konieczne jest obliczenie masy molowej $Ca(H_2PO_4)_2$ i masy molowej P_2O_5. Masa molowa diwodorofosforanu(V) wapnia wyraża się równaniem:

$M_{zw} = M_{Ca} + 2(M_P + 2M_H + 4M_O)$

w którym M_{Ca}, M_P, M_H, M_O oznaczają masy molowe wapnia, fosforu, wodoru i tlenu, ich wartości odczytujemy z układu okresowego (pamiętamy przy tym, że masa atomowa jest wielkością mikroskopową wyrażaną w unitach, a masa molowa – wielkością makroskopową wyrażaną w $g \cdot mol^{-1}$). Wartości te należy podstawić do równania i obliczyć masę molową związku chemicznego. Podobnie postępuje się przy obliczeniu masy molowej P_2O_5:

$M_{tlenku} = 2M_P + 5M_O$

Z tlenkowego wzoru diwodorofosforanu(V) wapnia wynika, że na 1 mol związku przypada 1 mol tlenku fosforu(V). Masa molowa $Ca(H_2PO_4)_2$ stanowi 100%, należy obliczyć zawartość procentową P_2O_5 odpowiadającą masie molowej tego tlenku.

c)

Udzielenie odpowiedzi na tę część zadania wymaga obliczenia procentowej zawartości tlenku fosforu(V) w $Ca_3(PO_4)_2$, ponieważ zawartość tego tlenku w diwodorofosforanie(V) wapnia obliczyliśmy w poprzedniej części zadania. Porównanie procentowej zawartości tlenku fosforu w obu związkach pozwala stwierdzić, że jest ona większa w $Ca(H_2PO_4)_2$. Korzystając z tablicy rozpuszczalności soli zawartej w zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*, można stwierdzić, że fosforan(V) wapnia jest nierozpuszczalny w wodzie. Trzeba także pamiętać, że wodorosole, więc również diwodorofosforan(V) wapnia, są w wodzie rozpuszczalne lepiej niż sole obojętne.

Zadanie 9.

Rozwiązując zadanie, należy zauważyć, że chloran(V) potasu nie jest czystą substancją, ponieważ zawiera 10% zanieczyszczeń, czystej substancji jest więc 90% masy użytego substratu. Masa chloranu(V) potasu wynosi więc 27,54 g i ta próbka ulega termicznemu rozkładowi.

Sposobów dalszego postępowania jest kilka. Można na przykład obliczyć liczbę moli chloranu(V) odpowiadającej masie próbki. W tym celu najpierw obliczamy masę molową związku. Masa molowa chloranu(V) potasu wyraża się równaniem

$M_{zw} = M_K + M_{Cl} + 3M_O$

w którym M_K, M_{Cl}, M_O oznaczają masy molowe potasu, chloru, i tlenu. Odczytując wartości masy atomowej poszczególnych pierwiastków chemicznych z układu okresowego, wiemy, jakie są wartości ich masy molowej. Masa molowa związku wyrażona jest w $g \cdot mol^{-1}$. Wartości te podstawiamy do równania przedstawionego powyżej i obliczamy masę molową związku, otrzymując wynik 122,5 $g \cdot mol^{-1}$. Następnie, korzystając z równania reakcji

chemicznej, obliczamy objętość wydzielonego tlenu. Na podstawie równania reakcji można zauważyć, że z rozkładu 2 moli chloranu(V) potasu powstają 3 mole tlenu. Mając liczbę moli tlenu, należy obliczyć objętość tlenu w przeliczeniu na warunki normalne. Warto przypomnieć, iż objętość 1 mola substancji gazowej w warunkach normalnych wynosi 22,4 dm^3. Kolejny krok rozwiązania zadania to obliczenie objętości tlenu przy założeniu, że wydajność reakcji wynosi 80%. Obliczona na podstawie równania reakcji objętość tlenu wynosząca 7,56 dm^3 stanowi 100%, a 80% to 6,048 dm^3.

Zadanie 10.

Podstawą rozwiązania tego zadania jest możliwa do obliczenia różnica początkowej masy blaszki i masy blaszki po wyjęciu jej z roztworu. Wiemy, że przyczyną zmiany masy blaszki w czasie doświadczenia była reakcja chemiczna, której równanie zostało podane w opisie doświadczenia. Wynika z niego, że metalem, który wydzielił się na blaszce, była miedź, a metalem, który uległ roztworzeniu, czyli w formie jonów „przeszedł" do roztworu, był materiał blaszki, tzn. glin. Opis doświadczenia wskazuje także, że otrzymana w wyniku reakcji miedź nie wydzieliła się w postaci osadu, który gromadziłby się poza powierzchnią blaszki, ponieważ *roztwór pozostał klarowny*. Dzięki temu możemy stwierdzić, że różnica końcowej i początkowej masy blaszki $\Delta m = m_{\text{końcowa}} - m_{\text{początkowa}}$ jest różnicą między masą wydzielonej miedzi i masą roztworzonego glinu: $\Delta m = m_{\text{Cu}} - m_{\text{Al}}$, a ponieważ masa substancji jest iloczynem liczby moli i masy molowej tej substancji, różnicę masy blaszki można wyrazić równaniem:

$$\Delta m = n_{\text{Cu}} M_{\text{Cu}} - n_{\text{Al}} M_{\text{Al}}$$

Z równania reakcji wynika zaś, że stosunek liczby moli miedzi i glinu jest równy $\frac{n_{\text{Al}}}{n_{\text{Cu}}} = \frac{2}{3}$.

W ten sposób otrzymujemy układ dwóch równań z dwiema niewiadomymi, którymi są liczba moli miedzi i liczba moli glinu. Rozwiązując ten układ równań, otrzymujemy liczbę moli miedzi, dzięki czemu możemy obliczyć masę wydzielonej miedzi. Warto także zauważyć, że w przykładowym rozwiązaniu użyto wartości masy molowej miedzi i glinu z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku (tak jak są one podane w zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*), ale można także użyć wartości zaokrąglonych do jedności, jak to się zwykle robi w przypadku obliczeń niewymagających bardzo dużej dokładności.

Zadanie 11.

Rozwiązując to zadania, trzeba wykorzystać podany wzór półstrukturalny dimetyloglioksymu i policzyć, ile atomów poszczególnych pierwiastków – węgla, wodoru, azotu i tlenu – tworzy cząsteczkę tego związku chemicznego.

Zadanie 12.

Do rozwiązania tego zadania wykorzystujemy podany wzór półstrukturalny dimetyloglioksymu. Najłatwiej jest określić liczbę wiązań typu π, ponieważ występują one tylko wtedy, gdy mamy do czynienia z wiązaniem o krotności większej niż 1. Widzimy, że w cząsteczce dimetyloglioksymu obecne są 2 wiązania podwójne, oba między atomem węgla i atomem azotu, co oznacza, że liczba wiązań typu π jest równa 2.

Więcej uwagi trzeba poświęcić policzeniu wiązań typu σ, a są to wszystkie wiązania pojedyncze i „pierwsze" z dwóch podwójnych. Musimy także pamiętać, że atomy w grupach $-CH_3$ i $-OH$ też połączone są wiązaniami σ.

W określeniu liczby wolnych par elektronowych pomocne będzie zauważenie, że nie mogą one wystąpić przy atomach wodoru, bo wszystkie elektrony tych atomów tworzą wiązania

z innymi atomami; podobnie jest w przypadku wszystkich atomów węgla: widzimy, że wszystkie są czterowiązalne. Wobec tego wolne pary elektronowe mogą występować tylko przy atomach tlenu i azotu. Atomy tlenu obecne są w dwóch grupach –OH. W każdej z nich atom tlenu, który ma 6 elektronów walencyjnych, 2 z nich wykorzystuje do utworzenia wiązania z atomem wodoru i atomem azotu, więc pozostają w jego otoczeniu jeszcze 4 niewykorzystane elektrony walencyjne, które tworzą 2 wolne pary elektronowe. W przypadku każdego z obu atomów azotu (atom azotu ma 5 elektronów walencyjnych) do utworzenia wiązań wykorzystane są 3 elektrony (każdy atom azotu tworzy 3 wiązania), pozostają więc 2 elektrony, które tworzą wolną parę elektronową. W sumie liczba wolnych par elektronowych wynosi: $2 \cdot 2$ (przy atomach O) i $2 \cdot 1$ (przy atomach N), co daje liczbę 6.

Zadanie 13.
Przyjęcie hybrydyzacji typu sp^2 dla wszystkich atomów węgla tworzących cząsteczkę dimetyloglioksymu oznaczałoby, że każdy atom węgla tworzy z sąsiednimi atomami wiązania, których osie leżą na jednej płaszczyźnie, a kąty między nimi wynoszą 120º. Dzieje się tak w przypadku wytworzenia przez atom węgla 2 wiązań pojedynczych i 1 wiązania podwójnego. W cząsteczce dimetyloglioksymu 2 atomy węgla spełniają ten warunek, ale 2 pozostałe, wchodzące w skład grup metylowych $–CH_3$, tworzą 4 pojedyncze wiązania (w ich przypadku przyjmuje się hybrydyzację typu sp^3). Z tego powodu zdanie 1. jest fałszywe.
Niezależnie od przyjętej konwencji zaznaczania wiązań koordynacyjnych i wodorowych – aby wytłumaczyć przedstawioną strukturę elektronową dimetyloglioksymianu niklu(II), trzeba założyć, że wolne pary elektronowe atomów azotu uczestniczą w tworzeniu wiązań koordynacyjnych. Między atomami wodoru i atomami tlenu 2 sąsiadujących ze sobą grup –OH tworzą się wiązania wodorowe, ponieważ atomy tlenu naładowane są ujemnie i mają nadmiar elektronów, a atomy wodoru stanowią dodatnie bieguny cząsteczki. Zdanie 2. jest zatem prawdziwe.
Przedstawione równanie reakcji potwierdza fakt, że obie uczestniczące w niej cząsteczki dimetyloglioksymu oddają protony z grup –OH, czyli są kwasami Brønsteda. Wobec tego zdanie 3. również jest prawdziwe.

Zadanie 14.
Aby móc poprawnie wykonać oba polecenia w tym zadaniu, trzeba najpierw odnaleźć nikiel w układzie okresowym. Nikiel zajmuje 28. pozycję w układzie, co oznacza, że jego liczba atomowa $Z = 28$, a więc w atomie niklu jest 28 elektronów. Ich rozmieszczenie w kolejnych powłokach i podpowłokach możemy przedstawić, znając reguły dotyczące kolejności zapełniania poszczególnych powłok i podpowłok. Następnie musimy graficznie przedstawić rozmieszczenie elektronów walencyjnych w atomie niklu. Pamiętając, że w przypadku pierwiastków chemicznych należących do konfiguracyjnego bloku *d* układu okresowego, elektrony walencyjne to elektrony obsadzające podpowłokę *s* ostatniej powłoki oraz podpowłokę *d* powłoki przedostatniej, odczytujemy, że elektrony walencyjne niklu mają konfigurację $4s^2 3d^8$. Teraz możemy przedstawić ją graficznie, wiedząc, że podpowłokę *s* tworzy 1 orbital, a podpowłokę *d* – 5 orbitali. W każdym orbitalu, który w zapisie graficznym symbolizuje jedna kratka, mogą być 2 elektrony o przeciwnych spinach, co zaznaczamy, zapisując strzałki o przeciwnych zwrotach. Pamiętamy także o regule Hunda, która mówi, że atom osiąga najbardziej korzystny energetycznie stan wtedy, gdy jest w nim możliwie najwięcej elektronów niesparowanych, co oznacza, że w danej podpowłoce w pierwszej kolejności zapełniane są pojedynczymi elektronami o takich samych spinach kolejne orbitale.

Zadanie 15.

a)

Z opisu doświadczenia wynika, że masa osadu jest równa różnicy masy tygla z osadem i masy pustego tygla, dlatego w części a) zadania masę osadu otrzymanego z każdej porcji I–III badanego roztworu obliczamy, korzystając z zależności: $m_{\text{osadu}} = m_{\text{tygla z osadem}} - m_{\text{pustego tygla}}$.

Uzyskujemy w ten sposób trzy wartości masy osadu dimetyloglioksymianu niklu(II) – dla każdej porcji I–III. Aby móc wykorzystać wyniki doświadczenia do obliczenia masy niklu, obliczamy wynik średni, czyli średnią arytmetyczną wartości masy osadu dla porcji I–III:

$$\overline{m} = \frac{m_{\text{I}} + m_{\text{II}} + m_{\text{III}}}{3} = \frac{0{,}0935\ \text{g} + 0{,}1012\ \text{g} + 0{,}1006\ \text{g}}{3} = 0{,}0984\ \text{g}.$$

Pamiętamy, że dokładność, z jaką wyrażamy wartość masy średniej, powinna być taka sama, jak dokładność wartości podanych mas – z taką dokładnością (równą 0,1 mg) dokonuje się pomiaru masy na wadze analitycznej.

b)

W części b) zadania musimy obliczyć masę niklu w postaci jonów niklu(II) w całej próbce badanego roztworu, której objętość wynosiła 100,00 cm^3. Wiemy, że obliczona w części a) średnia masa osadu odnosi się do porcji I–III badanego roztworu, a każda z tych porcji miała objętość 10,00 cm^3, czyli stanowiła $\frac{1}{10}$ całej próbki badanego roztworu. Wynika z tego, że w całej badanej próbce zawartość niklu jest 10 razy większa niż średnio w każdej z trzech porcji. Jeżeli więc obliczymy, ile niklu było średnio w każdej porcji, otrzymany wynik musimy zwiększyć 10-krotnie. Aby obliczyć masę niklu, z równania reakcji odczytujemy stosunek liczby moli dimetyloglioksymianu niklu(II) do liczby moli jonów niklu(II), który wynosi 1 : 1. Wynika z tego, że liczba moli niklu jest równa liczbie moli dimetyloglioksymianu niklu(II), która jest ilorazem średniej masy osadu dimetyloglioksymianu niklu(II) i podanej masy molowej tego związku. Jeżeli tę liczbę moli pomnożymy przez wartość masy molowej niklu, otrzymamy masę niklu.

c)

W części c) zadania musimy sprawdzić, dla której porcji różnica wyniku najbardziej odbiega od średniej arytmetycznej. Nie trzeba w tym celu wykonywać obliczenia masy niklu dla każdej porcji, ponieważ wystarczy porównać obliczone w części a) masy osadu dimetyloglioksymianu niklu(II). Dla porcji I różnica między masą osadu a średnią masą osadu wynosi –0,0049 g, dla porcji II różnica ta jest równa 0,0028 g, a dla porcji III wynosi ona 0,0022 g. Wynika z tego, że największe odstępstwo od średniej wystąpiło w przypadku porcji I. Obliczamy więc masę niklu w badanym roztworze, wykorzystując masę osadu dla porcji I (robimy to tak samo, jak obliczaliśmy masę niklu z użyciem średniej masy osadu), a następnie obliczamy błąd względny zgodnie z informacją do części c) zadania.

Zadanie 16.

Znając wzór hydratu $XSO_4 \cdot 7H_2O$, można obliczyć masę molową pierwiastka X kilkoma sposobami. Jeden z nich polega na obliczeniu masy 7 moli wody:

$7\ \text{moli} \cdot 18\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 126\ \text{g}$,

a następnie – wykorzystując informację o zawartości procentowej wody w hydracie – obliczenie masy jednego mola hydratu (możemy zrobić to przez proporcję, w której 100% stanowi masa hydratu, a 54,5% masa wody).

Masa mola hydratu wynosi 277 g. Z wzoru hydratu wynika, że na 7 moli H_2O przypada 1 mol XSO_4, dzięki temu możemy obliczyć masę jednego mola XSO_4, czyli masę molową tego związku chemicznego. W tym celu od masy hydratu odejmujemy masę wody:

$277\ \text{g} - 126\ \text{g} = 151\ \text{g}\ XSO_4$.

Otrzymujemy masę molową XSO_4 równą 151 g · mol^{-1}, która jest sumą mas pierwiastków wchodzących w skład XSO_4:
151 g · mol^{-1} = y + 32 g · mol^{-1} + 4 mole · 16 g · mol^{-1} = y + 96 g · mol^{-1}.
Rozwiązując to równanie, otrzymujemy wartość masy molowej pierwiastka X równą 55 g · mol^{-1}.

Zadanie 21.
a)
Korzystając z informacji o położeniu pierwiastka X w układzie okresowym, identyfikujemy ten pierwiastek: jest to mangan, który leży w 7. grupie i 4. okresie. Z układu okresowego odczytujemy liczbę porządkową manganu, która jest zarazem liczbą atomową tego pierwiastka. Wynosi ona równa 25. Oznacza to, że w jądrze atomowym manganu znajduje się 25 protonów, a w atomie – 25 elektronów. Pozwala nam to na napisanie konfiguracji elektronowej atomu manganu w stanie podstawowym: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$. Możemy ten zapis uprościć, wykorzystując fakt, że gaz szlachetny poprzedzający mangan w układzie okresowym, czyli argon, ma konfigurację Ar: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Uproszczony czyli skrócony zapis konfiguracji elektronowej manganu jest więc następujący: [Ar] $4s^2 3d^5$. Widzimy, że w atomie manganu podpowłoka 3*d* nie jest całkowicie zapełniona elektronami i mangan znajduje w konfiguracyjnym bloku *d*. To ważna informacja, ponieważ elektrony walencyjne w atomach pierwiastków tego bloku należą do podpowłoki *s* ostatniej powłoki i podpowłoki *d* przedostatniej powłoki. Wynika z tego, że elektrony walencyjne w atomie manganu mają konfigurację $4s^2 3d^5$. Aby napisać konfigurację dwudodatniego jonu manganu, musimy wiedzieć, które 2 elektrony walencyjne oddał atom, tworząc kation. Są to elektrony podpowłoki 4*s*, zatem konfiguracja jonu manganu Mn^{2+} jest następująca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5$ i w formie skróconej przyjmie postać: [Ar] $3d^5$.
b)
Rozwiązując tę część zadania, należy wykorzystać to, co zostało zrobione w części a). Z układu okresowego odczytaliśmy liczbę porządkową manganu równą 25. Wiemy, że jest ona równa liczbie atomowej tego pierwiastka. Oznacza to, że w jądrze atomowym manganu znajduje się 25 protonów, a w atomie – 25 elektronów. Określając skład jądra atomu manganu, możemy więc stwierdzić, że zawiera ono 25 protonów. Poza protonami w jądrze znajdują się też neutrony. Ich liczbę określimy, wiedząc, że liczba masowa, która jest sumą liczby protonów i neutronów, manganu jest równa 55. Wynika z tego, że liczba neutronów jest równa 30 (55 – 25 = 30). Pozostaje nam jeszcze określenie liczby elektronów tworzących rdzeń atomu manganu. Wiemy, że w atomie tym jest 25 elektronów, spośród których 7 to elektrony walencyjne. Liczba elektronów w rdzeniu jest zatem równa 18 (25 – 7 = 18).

Zadanie 22.
a)
Podana konfiguracja elektronowa atomu (niecałkowicie zapełniona podpowłoka 3*d*) wskazuje, że jest to pierwiastek leżący w bloku *d* układu okresowego. Pierwiastki bloku *d* to metale, czyli pierwiastki elektrododatnie. Właściwości tlenków pierwiastków bloku *d* zmieniają się wraz ze zmianą stopnia utlenienia, który przyjmuje w tlenku dany pierwiastek, od właściwości zasadowych (najniższe stopnie utlenienia), przez amfoteryczne (pośrednie stopnie utlenienia), po kwasowe (najwyższe stopnie utlenienia). W przypadku opisanego pierwiastka, czyli chromu, tlenek chromu(II) ma właściwości zasadowe, tlenek chromu(III) jest amfoteryczny, a tlenek chromu(VI) jest tlenkiem kwasowym.
b)
Aby poprawnie rozwiązać tę część zadania, należy pamiętać, że pierwiastki bloku *d* mają elektrony walencyjne rozmieszczone na podpowłoce *s* ostatniej powłoki i podpowłoce *d*

powłoki przedostatniej. Atomy tych pierwiastków najpierw oddają elektrony z podpowłoki *s*, a potem z podpowłoki *d*. Napisanie konfiguracji jonu Cr^{2+} wymaga zauważenia, że atom tego pierwiastka oddał 2 elektrony. Znając konfigurację elektronową atomu chromu w stanie podstawowym $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$, można napisać konfigurację elektronową jego jonu Cr^{2+}: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$, a następnie skróconą konfigurację tego jonu: [Ar] $3d^4$. Skrócony zapis konfiguracji danego atomu lub jonu polega na porównaniu jej z konfiguracją elektronową gazu szlachetnego poprzedzającego go w układzie okresowym. W przypadku chromu gazem tym jest argon o konfiguracji $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Zadanie 23.

a)

Podana konfiguracja elektronowa atomu, z której wynika, że w atomie są 24 elektrony, a więc liczba atomowa pierwiastka jest równa 24, wskazuje, że jest to chrom należący do bloku *d* układu okresowego. Pierwiastki bloku *d* to metale, czyli pierwiastki elektrododatnie. Właściwości tlenków pierwiastków bloku *d* zmieniają się wraz ze zmianą stopnia utlenienia, który przyjmuje w tlenku dany pierwiastek, od właściwości zasadowych (najniższe stopnie utlenienia), przez amfoteryczne (pośrednie stopnie utlenienia), po kwasowe (najwyższe stopnie utlenienia). W przypadku chromu właściwości amfoteryczne mają tlenek i wodorotlenek tego pierwiastka na III stopniu utlenienia. Chrom na tym stopniu utlenienia występuje w postaci jonów Cr^{3+} i $[Cr(OH)_4]^-$. Aby poprawnie rozwiązać tę część zadania, należy pamiętać, że pierwiastki bloku *d* mają elektrony walencyjne rozmieszczone na podpowłoce *s* ostatniej powłoki i podpowłoce *d* powłoki przedostatniej. Atomy tych pierwiastków najpierw oddają elektrony z podpowłoki *s*, a potem z podpowłoki *d*. Napisanie konfiguracji jonu prostego chromu na III stopniu utlenienia wymaga zauważenia, że atom tego pierwiastka oddał trzy elektrony. Znając konfigurację elektronową atomu w stanie podstawowym Cr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$, możemy podać skrócony zapis konfiguracji jego jonu Cr^{3+}: [Ar] $3d^3$.

b)

Skrócony zapis konfiguracji jonu Cr^{3+}: [Ar] $3d^3$ pozwala stwierdzić, że elektrony niesparowane znajdują się tylko na podpowłoce 3*d* (wszystkie inne są sparowane – tak jak w atomie argonu w stanie podstawowym), więc główna liczba kwantowa *n* dowolnego elektronu niesparowanego w omawianym jonie wynosi 3, a skoro elektron ten należy do podpowłoki *d*, to poboczna liczba kwantowa *l* jest równa 2.

Zadanie 24.

a)

Rozwiązanie tej części zadania wymaga analizy podanej informacji. Konfiguracja metali należących do 1. grupy układu okresowego pokazuje, że atomy różnią się liczbą powłok elektronowych. Każdy z atomów ma 1 elektron walencyjny, im więcej powłok, tym dalej od jądra znajduje się ten elektron. Metale są pierwiastkami elektrododatnimi, w reakcjach chemicznych oddają elektrony, tworząc jony dodatnie. Im dalej od jądra znajduje się elektron walencyjny, tym łatwiej go oderwać od atomu. Energia potrzebna do oderwania elektronu od atomu to energia jonizacji, jest ona najmniejsza dla metali najłatwiej oddających elektron walencyjny. W omawianym przykładzie jest to metal oznaczony numerem II.

b)

Atom każdego pierwiastka chemicznego zbudowany jest z jądra i elektronów rozmieszczonych w powłokach elektronowych. Elektrony o najwyższej energii to elektrony walencyjne, które biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych. Pozostałe elektrony – wraz z jądrem – stanowią rdzeń atomowy. Atom metalu oznaczonego numerem III ma

11 elektronów, na ostatniej (walencyjnej) powłoce znajduje się 1 elektron, czyli w rdzeniu znajduje się 10 elektronów.
c)
Na podstawie konfiguracji elektronowej atomu pierwiastka oznaczonego numerem II możemy stwierdzić, że pierwiastkiem tym jest potas. Znajduje się on w 1. grupie i w 4. okresie układu okresowego. Oddając 1 elektron, tworzy kation K^+. Potas z chlorem tworzy chlorek potasu, związek chemiczny o wzorze KCl. Określając charakter wiązania chemicznego (jonowe, kowalencyjne niespolaryzowane, kowalencyjne spolaryzowane) występującego w tym związku, należy obliczyć różnicę elektroujemności atomów chloru i potasu. Elektroujemność atomu danego pierwiastka jest tym większa, im większa jest zdolność atomu tego pierwiastka do przyjmowania elektronów. Wartości elektroujemności według Paulinga odczytujemy z układu okresowego pierwiastków znajdującego się w zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*. Różnica elektroujemności atomów chloru i potasu wynosi: 3,0 – 0,9 = 2,1, w związku tych pierwiastków chemicznych występuje więc wiązanie jonowe.

Zadanie 25.
Należy zwrócić uwagę, że atom chromu zawiera 24 elektrony, z których (w stanie podstawowym) 2 elektrony rozmieszczone są na powłoce *K*: oba na podpowłoce 1*s*, 8 elektronów na powłoce *L*: 2 na podpowłoce 2*s* i 6 na podpowłoce 2*p*. Następnie obsadzeniu ulega powłoka *M*: 2 elektrony na podpowłoce 3*s*, 6 na podpowłoce 3*p*. W ten sposób znamy rozmieszczenie 18 poczatkowych elektronów. Należy pamiętać, że kolejno otwiera się powłoka *N*, na której obsadzamy 2 elektrony na podpowłoce 4*s* i ponownie powracamy na powłokę *M*, obsadzając pozostałe 4 elektrony na podpowłoce 3*d*. Na skutek promocji elektronu obniżającej energię całego układu elektronów, 1 elektron z podpowłoki 4*s* przeskakuje na podpowłokę 3*d*. Stąd pełna konfiguracja elektronowa uzyskuje postać $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^5 4s^1$.

Zadanie 26.
Należy zwrócić uwagę na to, że pytanie dotyczy wyłącznie elektronów walencyjnych. Z konfiguracji elektronowej wynika, że dla atomu chromu niecałkowicie zapełnione pozostają powłoki *M* i *N*. Następnie – jeżeli główna liczba kwantowa dla powłoki, na której znajdują się poszukiwane elektrony walencyjne, wynosi 3 – to należy wnioskować, że jest to powłoka 3., czyli powłoka *M*. W powłoce *M* znajduje się niecałkowicie obsadzona podpowłoka typu *d*, zatem liczba elektronów walencyjnych obsadzających wyłącznie powłokę o głównej liczbie kwantowej równej 3 wynosi 5.

Zadanie 27.
Najdalej położoną od jądra atomu chromu powłoką jest powłoka o numerze 4., czyli powłoka *N*. Z konfiguracji elektronowej wynika, że w tej powłoce znajduje się wyłącznie 1 elektron walencyjny, który obsadza podpowłokę 4*s*. Dla podpowłok elektronowych typu *s* wartość pobocznej liczby kwantowej wynosi 0, co stanowi odpowiedź do zadania.

Zadanie 28.
Należy sporządzić bilans masy i ładunku równania przemiany promieniotwórczej o podanym równaniu $^{238}_{92}\mathrm{U} + {}^{2}_{1}\mathrm{H} \rightarrow 2\,{}^{A}_{Z}\mathrm{X} + {}^{238}_{93}\mathrm{Np}$. Bilans masy: $238 + 2 = 2A + 238$, stąd: $2A = 2$, więc $A = 1$; bilans ładunku: $92 + 1 = 2Z + 93$, stąd: $2Z = 0$, więc $Z = 0$. Z bilansu masy i ładunku wynika, że cząstka X ma liczbę atomową (liczba ładunków elementarnych) $Z = 0$ i liczbę masową (masa w atomowych jednostkach masy) $A = 1$, co pozwala stwierdzić, że niewiadomą cząstką X jest neutron.

Zadanie 29.
Zadanie najłatwiej jest rozwiązać, jeżeli napiszemy równie opisujące rozpad promieniotwórczy izotopu neptunu-239 do izotopu plutonu-239. Aby to zrobić, musimy w układzie okresowym pierwiastków odszukać neptun i pluton, aby odczytać ich liczby atomowe Z. Liczba atomowa neptunu jest równa 93, a plutonu 94. Liczby masowe izotopów tych pierwiastków są jednakowe i równe 239 (podane są w treści zadania). Dzięki tym informacjom możemy napisać równanie przemiany, oznaczając nieznaną cząstkę symbolem Y: ${}^{239}_{93}\mathrm{Np} \rightarrow {}^{A}_{Z}\mathrm{Y} + {}^{239}_{94}\mathrm{Np}$. Korzystając z tego równania – z bilansu ładunku oraz masy – wyznaczamy szukane liczby masową i atomową cząstki Y. Bilans masy: $239 = A + 239$, stąd $A = 0$, bilans ładunku: $93 = Z + 94$ stąd $Z = -1$. Dzięki obliczeniu tych liczb możemy stwierdzić, że nieznana cząstka Y jest cząstką o zerowej masie w atomowych jednostkach masy i jednoujemnym ładunku wyrażonym jako liczba ładunków elementarnych, musi nią być więc elektron. Zadanie możemy także rozwiązać, pamiętając, że przemiana nazywana przemianą β^- polega na emisji elektronu, więc cząstką Y jest elektron, którego ładunek jest ujemny. Następnie obliczamy liczbę neutronów N jako różnicę liczby masowej i atomowej dla poszczególnych nuklidów: $N_{{}^{239}_{93}\mathrm{Np}} = 239 - 93 = 146$ oraz $N_{{}^{239}_{94}\mathrm{Pu}} = 239 - 94 = 145$ i na tej podstawie stwierdzamy, że liczba neutronów w otrzymanym izotopie plutonu jest o 1 mniejsza niż w wyjściowym.

Zadanie 30.
Korzystając z rozwiązania do poprzedniego zadania, należy porównać liczbę neutronów i protonów dla poszczególnych izotopów (ulegającego rozpadowi izotopu neptunu-239 i powstającego w wyniku przemiany izotopu plutonu-239):
dla izotopu neptunu-239 liczba neutronów = 239 – 93 = 146, liczba protonów wynosi 93;
dla izotopu plutonu-239 liczba neutronów = 239 – 94 = 145, liczba protonów wynosi 94.
Na tej podstawie stwierdzamy, że ubytkowi neutronu towarzyszy powstawanie protonu i elektronu, zapisując bilans masy i ładunku: ${}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{0}_{-1}e + {}^{1}_{1}p$, co pozwala nam wyjaśnić, że podczas rozpadu neutronu (cząstki budującej jądro atomu) otrzymujemy proton (cząstkę budującą jądro atomu) i elektron niebędący składnikiem jądra. Składniki jądra pozostają w nim związane siłami jądrowymi (dlatego przemiana nazywana jest jądrową: zachodzi w obrębie jądra), a niebędący częścią jądra elektron jest usuwany w postaci strumienia elektronów nazywanych cząstkami β^-.

Zadanie 31.
Najpierw należy wyrazić okres półtrwania izotopu neptunu-238 w dniach:

$$\tau_{1/2} = 50\ \mathrm{h}\ 48\ \mathrm{min}\ 28\ \mathrm{s} = 50\ \mathrm{h}\ + 48\ \mathrm{min}\ + 28\ \mathrm{s} = 50\ \mathrm{h}\ + \frac{48}{60}\mathrm{h}\ + \frac{28}{3600}\mathrm{h} = 50{,}81\ \mathrm{h} =$$

$$= \frac{50{,}81}{24}\mathrm{dnia} == 2{,}117\ \mathrm{dnia}.$$

Następnie obliczamy, ile okresów półtrwania minęło w ciągu podanego czasu, to jest w ciągu 16,936 dnia: $n = \frac{16{,}936}{2{,}117} = 8.$

Teraz możemy sporządzić tabelę zestawiającą masę próbki w funkcji czasu i obliczyć masę wyjściową próbki (za każdym razem mnożymy wynik razy 2 – z definicji okresu półtrwania: po upływie okresu półtrwania pozostaje połowa masy próbki czyli połowa liczby aktywnych jąder):

$t = n\tau_{1/2}$	0	1	2	3	4	5	6	7	8
m, ng	134656	67328	33664	16832	8416	4208	2104	1052	526

W zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki* znajdziemy informację, że ng jest symbolem nanograma i $1\ \text{ng} = 10^{-9}\ \text{g}$, a mikrogram ma symbol μg i $1\ \mu\text{g} = 10^{-6}\ \text{g}$. Wynika z tego, że $1\ \text{ng} = 10^{-6}\ \mu\text{g}$. Z tabeli odczytujemy wartość masy początkowej w nanogramach i – dzieląc ją przez 1000 – uzyskujemy wartość masy wyrażoną w mikrogramach. Zgodnie z poleceniem zaokrąglamy ją do dwóch miejsc po przecinku, uzyskując wynik 135 μg.

Zadanie 36.

a)

Analizując podaną informację, można stwierdzić, że pierwiastek X to bor (leży w 13. grupie, ma 5 elektronów, 2 elektrony w rdzeniu atomowym i 3 elektrony walencyjne). Pierwiastek Y to chlor (leży w 3. okresie i jako jedyny pierwiastek tego okresu tworzy trwałe jony jednoujemne Cl^-). Bor i chlor tworzą związek chemiczny o wzorze BCl_3. Atom boru, będący w cząsteczce tego związku atomem centralnym, ma w stanie podstawowym następującą konfigurację elektronową: $1s^2 2s^2 2p^1$. Gdyby w tworzeniu wiązań z atomami chloru uczestniczyły elektrony walencyjne atomu boru, których stan opisują orbitale 2*s* i 2*p*, wtedy nie powstałaby cząsteczka, w której wszystkie atomy chloru są równocenne, ponieważ nierównocenne byłyby ich wiązania z atomem boru. Aby atom boru mógł wytworzyć z atomami chloru 3 równocenne wiązania, trzeba założyć istnienie 3 orbitali zhybrydyzowanych sp^2, które zastępują 3 nierównocenne orbitale 2*s* i 2*p*. Hybrydyzacji sp^2 odpowiada struktura trygonalna (trójkątna).

b)

Określając charakter wiązania chemicznego (jonowe, kowalencyjne niespolaryzowane, kowalencyjne spolaryzowane), możemy od razu odrzucić wiązanie jonowe, ponieważ związki jonowe są zbiorem kationów i anionów, a nie zbiorem cząsteczek. Cząsteczki tworzą atomy połączone co najmniej 1 wspólną parą elektronów. W cząsteczce chlorku boru mogą zatem występować wiązania kowalencyjne niespolaryzowane albo spolaryzowane. Aby to ustalić, obliczymy różnicę elektroujemności boru i chloru. Dzięki temu zobaczymy, w jakim stopniu atomy tych pierwiastków różnią się zdolnością do przyciągania elektronów (elektroujemność jest miarą tej zdolności). Wartości elektroujemności według Paulinga odczytujemy z układu okresowego pierwiastków chemicznych znajdującego się w zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*. Różnica elektroujemności chloru i boru jest równa $3{,}0 - 2{,}0 = 1{,}0$, z czego wynika, że wiązania między atomem boru i atomami chloru są wiązaniami kowalencyjnymi spolaryzowanymi, bardziej elektroujemny jest atom chloru i pary elektronów wiążących przesunięte są w stronę atomów tego pierwiastka.

c)

Wzór związku BCl_3 wskazuje, że na 1 mol atomów boru przypadają 3 mole atomów chloru. Stosunek molowy boru do chloru wynosi więc $n_X : n_Y = 1 : 3$. Aby obliczyć stosunek masowy pierwiastków chemicznych tworzących ten związek, należy z układu okresowego odczytać masy molowe boru i chloru i pomnożyć je przez liczbę występujących w nim moli atomów. Stosunek masowy wynosi więc $m_X : m_Y = 11 : 106{,}5$.

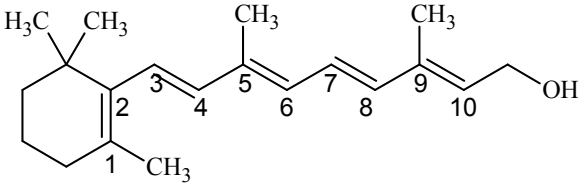
Zadanie 37.

Podstawą rozwiązania zadania jest umiejętność korzystania z układu okresowego pierwiastków chemicznych, a także zrozumienie, jak powstają wiązania chemiczne, oraz umiejętność konstruowania wzorów elektronowych. Arsen należy do grupy azotowców (15. grupy układu okresowego pierwiastków), z czego wynika, że rozmieszczenie elektronów walencyjnych w jego atomie jest analogiczne do rozmieszczenia elektronów walencyjnych

w atomie azotu: 2 z nich obsadzają podpowłokę *s*, a 3 – podpowłokę *p* ostatniej powłoki (razem jest ich 5). W tworzeniu wiązań kowalencyjnych z 3 atomami wodoru uczestniczą 3 elektrony walencyjne atomu arsenu, a pozostałe 2 stanowią wolną parę elektronową. Na tej podstawie możemy skonstruować wzór elektronowy cząsteczki arsenowodoru, co jest wymagane w pierwszej części plecenia. Do sformułowania odpowiedzi do drugiej części polecenia wykorzystujemy informację o tym, że *cząsteczka arsenowodoru ma kształt piramidy o podstawie trójkąta równobocznego, w którego narożach znajdują się środki atomów wodoru*. Wynika z niej, że cząsteczka ta nie jest płaska, co oznacza, że elektrony walencyjne tworzącego ją atomu arsenu (atomu centralnego) rozmieszczone były na czterech równocennych orbitalach: 3 z nich w wyniku oddziaływania z orbitalami atomowymi 3 atomów wodoru utworzyły wiązania kowalencyjne, pozostały – 4. – został obsadzony przez wolną parę elektronową. Istnienie 4 równocennych orbitali tłumaczy się hybrydyzacją typu sp^3, czyli taką, w której „zmieszaniu ulega" 1 orbital *s* i 3 orbitale *p* danej powłoki (trzeba pamiętać, że hybrydyzacja nie jest zjawiskiem fizycznym, lecz zabiegiem teoretycznym). Widzimy więc, że budowa cząsteczki arsenowodoru jest analogiczna do budowy cząsteczki amoniaku.

Zadanie 38.

Należy zwrócić uwagę, że atomy węgla o typie hybrydyzacji sp^2 biorą udział w tworzeniu wiązań podwójnych, a następnie policzyć atomy węgla tworzące ten typ wiązania. Jest ich 10, co zaznaczono na poniższym wzorze:



Zadanie 43.

Aby poprawnie rozwiązać zadany problem, musisz najpierw przeczytać informację wprowadzającą i przeanalizować konstrukcję zadania. W pierwszym zdaniu podana jest informacja, że pH wody destylowanej jest równe 7. Musisz wiedzieć, że po dodaniu kwasu pH roztworu będzie mniejsze od 7 (czyli zmaleje). W następnym kroku należy skorzystać z danych i odpowiednio je powiązać, tzn.:

$V_{H_2O} = 990\ \text{cm}^3$

$V_{HCl} = 10\ \text{cm}^3 = 0{,}01\ \text{dm}^3, c_{HCl} = 1\ \text{mol}\cdot\text{dm}^{-3} \quad \Rightarrow \quad n = 0{,}01\ \text{mola}$

Otrzymana objętość końcowa (V') i stężenie końcowe (c') będą odpowiednio równe:

$V' = 1\ \text{dm}^3, n = 0{,}01\ \text{mola} \Rightarrow c' = 0{,}01\ \text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$

Musisz także wiedzieć, że pH jest ujemnym logarytmem ze stężenia jonów H^+:

$\text{pH} = -\log 0{,}01 = -\log 10^{-2} \quad \Rightarrow \quad \text{pH} = 2$

Następnie porównaj stężenie jonów wodorowych w świeżo destylowanej wodzie ze stężeniem uzyskanym po wprowadzeniu kwasu, tzn.: $\frac{10^{-2}}{10^{-7}} = 10^5$

Przedstawione powyżej obliczenia są dosyć proste i w przypadku postawionego problemu możliwe do wykonania w pamięci.

Zadanie 44.

a)

Szybkość reakcji to zmiana stężenia reagentów w jednostce czasu: reakcja biegnie tym szybciej, im więcej w danej jednostce czasu substratów przereaguje i powstanie produktów.

Na szybkość reakcji wpływa stężenie substratów, w opisanym doświadczeniu stężenie jonów H^+, ponieważ cynk użyty we wszystkich doświadczeniach miał jednakowy stopień rozdrobnienia. Im większe stężenie jonów H^+, tym reakcja zachodzi szybciej.
W doświadczeniu A do obu probówek wprowadzono ten sam kwas (solny), ale do probówki II dodano ten kwas o większym stężeniu, dlatego w tej probówce reakcja zaszła z większą szybkością.
W doświadczeniu B roztwory kwasów mają jednakowe stężenia, ale do probówki I wprowadzono słaby kwas octowy, a do probówki II – mocny kwas solny. Wynika z tego, że stężenie jonów H^+ w roztworze kwasu octowego było mniejsze niż w kwasie solnym o takim samym stężeniu molowym. Szybciej zachodziła więc reakcja w probówce II.
b)
Rozwiązując tę część zadania, należy sprawdzić, czy podane ilości substratów są w stosunku stechiometrycznym. W tym celu należy obliczyć liczbę moli kwasu octowego, wykorzystując dane stężenie roztworu kwasu i jego objętość. Mając masę cynku, należy obliczyć liczbę moli cynku (wartość masy molowej cynku odczytujemy z układu okresowego zamieszczonego w zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*). Z zapisu równania reakcji wynika, że do roztworzenia 1 mola cynku potrzebne są 2 mole kwasu octowego. Obliczone liczby moli substancji reagujących ze sobą trzeba porównać i na tej podstawie udzielić odpowiedzi. Widzimy, że liczba moli kwasu równa 0,001 mola nie wystarczy do roztworzenia 0,015 mola cynku.

Zadanie 45.
a)
Rozwiązanie zadania wymaga obliczenia początkowej szybkości reakcji zgodnie z podanym równaniem kinetycznym tej reakcji:
$v_0 = k \cdot c_{0\,H_2} \cdot c_{0\,I_2} = k \cdot 1{,}5 \cdot 1{,}0 = 1{,}5k$
Jeżeli przereagowało 50% jodu, to przy stałej objętości reaktora stężenie jodu zmalało o połowę, dlatego stężenie pozostałego w reaktorze jodu będzie wynosić $c_{I_2} = 0{,}5\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, a ubytek stężenia jodu $\Delta c_{I_2} = 0{,}5\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Z równania reakcji wynika, że wodór i jod reagują w stosunku molowym $\frac{n_{H_2}}{n_{I_2}} = 1$, więc ubytek stężenia wodoru jest równy ubytkowi stężenia jodu: $\Delta c_{H_2} = \Delta c_{I_2} = 0{,}5\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, zatem stężenie wodoru po przereagowaniu 50% jodu osiągnęło wartość:
$c_{H_2} = 1{,}5\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} - 0{,}5\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 1{,}0\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.
Znając stężenie obu substratów w momencie po przereagowaniu 50% jodu, możemy obliczyć szybkość reakcji w tym momencie:
$v = k \cdot c_{H_2} \cdot c_{I_2} = k \cdot 1{,}0 \cdot 0{,}5 = 0{,}5k$
W ten sposób obliczymy stosunek szybkości reakcji w momencie po przereagowaniu 50% jodu i szybkości początkowej: $\frac{v}{v_0} = \frac{0{,}5k}{1{,}5k} = \frac{1}{3}$, na podstawie którego możemy stwierdzić, że szybkość reakcji zmaleje 3 razy.
b)
Kierunek zmian, jakie zajdą pod wpływem zewnętrznego bodźca w układzie, który jest w stanie równowagi, określa reguła przekory Le Chateliera i Brauna: jeżeli na układ znajdujący się w stanie równowagi działa bodziec zewnętrzny, to w układzie tym następują zmiany zmniejszające skutki działania tego bodźca. Zgodnie z regułą przekory wzrost temperatury spowoduje więc zajście w większym stopniu tej reakcji, która przebiega

z pochłonięciem ciepła. Aby ustalić, jak zmieni się wydajność syntezy jodowodoru wskutek wzrostu temperatury układu, należy wziąć pod uwagę jej efekt energetyczny: zapis $\Delta H > 0$ wskazuje, że jest to reakcja endotermiczna, a więc wymaga dostarczenia ciepła z otoczenia do układu. Wzrost temperatury spowoduje więc zajście w większym stopniu syntezy jodowodoru, co oznacza, że wydajność tej reakcji wzrośnie. Aby ustalić, jak zmieni się wydajność syntezy jodowodoru wskutek zmniejszenia ciśnienia w reaktorze, należy porównać objętości substratów i produktów. Widzimy, że łączna liczba gazowych substratów tej reakcji jest równa liczbie moli jej gazowego produktu, zatem w warunkach stałego ciśnienia reakcji tej nie towarzyszy zmiana objętości reagentów. Wynika z tego, że zmiana ciśnienia (ani zwiększenie, ani obniżenie) nie wpływa na wydajność reakcji. Dodanie jednego z substratów (w tym wypadku jodu), zgodnie z regułą przekory, spowoduje zajście w większym stopniu syntezy jodowodoru, a więc wydajność tej reakcji wzrośnie.

Zadanie 46.

Mając liczbę moli reagentów i objętość reaktora, należy obliczyć ich stężenia. Z podanej liczby moli reagentów możemy obliczyć stężenia początkowe wodoru i tlenku węgla(IV) oraz stężenia równowagowe tlenku węgla(II) i wody.

Stężenia początkowe substratów:

$$c^0_{H_2} = \frac{6\ \text{moli}}{2\ \text{dm}^3} = 3\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \quad \text{i} \quad c^0_{CO_2} = \frac{4\ \text{moli}}{2\ \text{dm}^3} = 2\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Stężenia równowagowe produktów są jednakowe, ponieważ na początku reakcji w reaktorze nie było produktów, a w wyniku reakcji powstaje ta sama liczba moli CO i H_2O (co wynika z równania reakcji):

$$[CO] = [H_2O] = \frac{2\ \text{mol}}{2\ \text{dm}^3} = 1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Wiedząc, ile moli produktów powstało, można obliczyć, ile moli substratów uległo zużyciu: jeżeli powstało po 2 mole każdego produktu, to przereagowało po 2 mole każdego substratu (to także wynika z równania reakcji). Możemy teraz obliczyć stężenia równowagowe substratów:

$$[H_2] = \frac{6\ \text{moli} - 2\ \text{mole}}{2\ \text{dm}^3} = 2\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[CO_2] = \frac{4\ \text{mole} - 2\ \text{mole}}{2\ \text{dm}^3} = 1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

W ten sposób dysponujemy wszystkimi wielkościami potrzebnymi do obliczenia wartości stężeniowej stałej równowagi w danej temperaturze:

$$K = \frac{[CO][H_2O]}{[H_2][CO_2]} = \frac{1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{2\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}} = \frac{1}{2}$$

Jest ona równa $\frac{1}{2}$.

Zadanie 47.

Stała równowagi reakcji jest ilorazem iloczynu stężeń molowych w odpowiednich potęgach jej produktów i iloczynu stężeń molowych w odpowiednich potęgach jej substratów. Określenie *odpowiednie potęgi* oznacza, że stężenie danej substancji podnosimy do potęgi równej współczynnikowi stechiometrycznemu określającemu liczbę moli tej substancji w równaniu reakcji. W opisanej reakcji wszystkie współczynniki stechiometryczne są równe 1, dlatego w wyrażeniu na stałą równowagi tej reakcji stężenia molowe wszystkich substratów i produktów są podniesione do potęgi pierwszej.

Zadanie 48.

Obliczenie odsetka (procentu) cząsteczek CO_2 i H_2, które uległy przekształceniu w CO i H_2O wymaga obliczenia liczby cząsteczek CO i H_2O, powstałych w wyniku reakcji. Dobrze jest zauważyć, że mikroskopowa wielkość, jaką jest liczba cząsteczek substancji, jest wprost proporcjonalna do makroskopowej wielkości określającej liczność materii, czyli liczby moli substancji. Spostrzeżenie to pozwala na wykonywanie obliczeń z zastosowaniem liczby moli, której nie trzeba przeliczać na liczbę cząsteczek. Punktem wyjścia do rozwiązania zadania jest równanie reakcji i wyrażenie na jej stężeniową stałą równowagi, ponieważ dysponujemy informacją o wartości tej stałej w temperaturze, w której reakcja była prowadzona. Stężeniowa stała równowagi jest ilorazem 2 iloczynów stężeń molowych w stanie równowagi: w liczniku są to stężenia produktów, a w mianowniku – stężenia substratów reakcji, wszystkie w pierwszej potędze. Jeżeli uwzględnimy fakt, że reakcja przebiegała w fazie gazowej w zamkniętym reaktorze o stałej pojemności, stwierdzimy, że w wyrażeniu na stałą równowagi stężenia molowe substancji w stanie równowagi można zastąpić liczbą moli poszczególnych substancji w stanie równowagi:

$$K = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = \frac{\frac{n_{CO}}{V} \cdot \frac{n_{H_2O}}{V}}{\frac{n_{CO_2}}{V} \cdot \frac{n_{H_2}}{V}} = \frac{n_{CO} \cdot n_{H_2O}}{n_{CO_2} \cdot n_{H_2}}$$

Analiza równania reakcji pozwala stwierdzić, że liczba moli powstałego CO jest równa liczbie moli H_2O i jest ona także liczbą moli tych substancji w stanie równowagi – w mieszaninie początkowej substancji tych nie było. Liczba moli w stanie równowagi substratów reakcji (CO_2 i H_2) to początkowa liczba moli tych substancji (równa 2 mole) pomniejszona o liczbę moli, która uległa reakcji. Ten ubytek CO_2 i H_2 jest równy liczbie moli otrzymanych CO i H_2O. Widzimy więc, że nasz problem sprowadza się do obliczenia niewiadomej (x), którą jest liczba moli produktów (a zarazem ubytek liczby moli substratów). Dzięki wyrażeniu na stałą równowagi reakcji i znajomości jej wartości otrzymujemy równanie z jedną niewiadomą:

$\frac{x^2}{(2-x)^2} = 0,24$, które sprowadzamy do postaci $0,76x^2 + 0,96x - 0,96 = 0$.

Aby rozwiązać to równanie, musimy obliczyć wyróżnik równania kwadratowego, który oznacza się symbolem delta: $\Delta = b^2 - 4ac$, ($a = 0,76$, $b = 0,96$, $c = -0,96$), następnie pierwiastek $\sqrt{\Delta}$ – aby obliczyć 2 pierwiastki równania x_1 i x_2. Jeden z nich musimy odrzucić, ponieważ jest mniejszy od zera, co nie ma sensu fizycznego (liczba moli powstałej substancji nie może być ujemna!). Drugi pierwiastek spełnia warunki zadania, posłuży nam zatem do obliczenia odsetka cząsteczek CO_2 i H_2, które uległy reakcji, jak to przedstawiono w przykładowych rozwiązaniach.

Zadanie 49.

W zadaniu tym należy wybrać 1 z 4 przedstawionych wykresów. Na początku trzeba sobie uświadomić, że ilość CO_2 – jako substratu reakcji – maleje do momentu osiągnięcia przez układ stanu równowagi. Dzięki temu możemy od razu odrzucić wykresy C i D, które ilustrują zmiany liczby moli substancji polegające na wzroście od zera do pewnej wielkości stałej. Pozostają do rozważenia wykresy A i B. W obu początkowa liczba moli substancji jest równa 2, ale różnią się one liczbą moli substancji w stanie równowagi: na wykresie A liczba ta osiąga wartość około 0,60, a na wykresie B – wartość nieco mniejszą od 1,40. Aby dokonać właściwego wyboru, powinniśmy wykorzystać wynik obliczenia z poprzedniego zadania.

Stwierdziliśmy, że ubytek liczby moli CO_2 i H_2 wynosi 0,66. Jeżeli więc początkowa liczba moli CO_2 była równa 2, to pozostało $2 - 0{,}66 = 1{,}34$ mola CO_2, co ilustruje wykres B.

Zadanie 50.
Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, należy zauważyć, że zmniejszenie objętości reaktora powoduje zwiększenie ciśnienia panującego w jego wnętrzu. Dzięki temu pozostaje nam rozważenie, czy zmiana ciśnienia ma wpływ na wydajność opisanej reakcji. Wiemy, że wpływ taki jest obserwowany w przypadku reakcji przebiegających z udziałem gazów, ale tylko wtedy, gdy liczba moli gazowych substratów jest różna od liczby moli gazowych produktów. W przypadku opisanej reakcji wszystkie substraty i produkty są gazami, ale łączna liczba moli substratów jest taka sama, jak łączna liczba moli produktów, i wynosi 2. Zmniejszenie objętości reaktora, czyli zwiększenie ciśnienia, nie ma więc wpływu na równowagę tej reakcji chemicznej.

Zadanie 51.
Aby móc rozwiązać to zadanie, należy stwierdzić, czy reakcja jest egzo- czy endotermiczna, a więc zinterpretować informację o jej entalpii: $\Delta H_r^\circ = 41{,}17\ \text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$. Oznacza to, że $\Delta H_r^\circ > 0$, czyli w czasie reakcji energia wewnętrzna układu rośnie – układ pochłania energię na sposób ciepła wtedy, gdy powstają CO i H_2O. Im więcej energii układ pochłonie, tym więcej CO i H_2O powstanie. Wynika z tego, że w niższej temperaturze – bo $400\ \text{K} < 800\ \text{K}$ – czyli wtedy, gdy układ jest słabiej ogrzewany, powstanie mniej CO i H_2O, a więc stała równowagi reakcji będzie mniejsza od 0,24.
Do takiego samego wniosku można dojść, stosując regułę przekory. Zgodnie z nią, układ reaguje na zmianę tak, aby zmianę tę zniwelować. Jeżeli zmiana ta polega na ochłodzeniu, układ będzie się ogrzewał przez zajście w większym stopniu reakcji przebiegającej z wydzieleniem ciepła, czyli tworzenia CO_2 i H_2, a więc wydajność tworzenia CO i H_2O będzie mniejsza, czyli stała równowagi reakcji będzie mniejsza od 0,24.
Odpowiedź w zadaniu można sformułować także, kierując się intuicją, która podpowiada, że reakcja wymagająca dostarczenia ciepła będzie zachodzić w większym stopniu w wyższej temperaturze.

Zadanie 52.
Reguła przekory mówi, że układ reakcji odwracalnej zachowuje się tak, aby przeciwdziałać wprowadzanej w nim zmianie. W tym przypadku zmiana ta polega na zmniejszeniu stężenia pary wodnej w reaktorze, ponieważ wiąże ją higroskopijny chlorek wapnia. Powoduje ona reakcję układu polegającą na zwiększonej produkcji wody (i CO), dzięki czemu wydajność reakcji rośnie.

Zadanie 53.
Im większa wartość stałej dysocjacji kwasowej, tym większe stężenie danego jonu powstającego w wyniku dysocjacji. Najwyższa jest wartość stałej dysocjacji K_{a1}, więc możemy stwierdzić, że największe jest stężenie jonów H_3O^+ i $H_2AsO_4^-$. Najniższą wartość przyjmuje stała dysocjacji K_{a3}, zatem stężenie jonu AsO_4^{3-} jest najmniejsze. W II i III etapie dysocjacji powstają jony H_3O^+, więc ich liczba moli jest sumą liczby moli jonów H_3O^+ powstających na każdym etapie dysocjacji słabego elektrolitu, dlatego ich stężenie będzie największe w roztworze wodnym kwasu ortoarsenowego(V).

Zadanie 54.
Anion diwodoroortoarsenianowy(V) w etapie II pełni rolę kwasu Brønsteda, ponieważ oddaje proton cząsteczce wody, zatem zdanie 1. jest fałszywe. W etapie III woda przyłącza proton pochodzący z anionu monowodoroarsenianowego(V), jest więc zasadą Brønsteda, a kation hydroniowy sprzężonym z nią kwasem Brønsteda, dlatego zdanie 2. również jest fałszywe. W etapie III anion monowodoroarsenianowy(V) oddaje proton cząsteczce wody, jest zatem kwasem Brønsteda, więc zdanie 3. jest prawdziwe.

Zadanie 59.
Rozwiązanie zadania wymaga przeanalizowania danych i odpowiedzi na pytanie, czy podane substraty zmieszano w ilościach stechiometrycznych. Z równania reakcji wynika, że na 1 mol kwasu solnego przypada 1 mol wodorotlenku sodu. Znając pH roztworu kwasu, należy obliczyć stężenie jonów H^+. Stężenie kwasu będzie takie samo, ponieważ kwas solny jest kwasem mocnym (α = 100%) i kwasem jednoprotonowym. Mając stężenie molowe roztworu wodorotlenku sodu i objętość roztworu, należy obliczyć liczbę moli wodorotlenku, np. wykorzystując znajomość wzoru na stężenie molowe. Obliczone liczby moli trzeba porównać i na tej podstawie stwierdzić, czy i jakiego substratu użyto w nadmiarze, a więc których jonów – H^+ czy OH^- – w końcowym roztworze jest więcej. Na podstawie obliczeń widzimy, że w roztworze tym więcej jest moli kwasu, co prowadzi nas do obliczenia stężenia kwasu w końcowym roztworze. Objętość końcowa roztworu jest sumą objętości roztworów wyjściowych. Stężenie jonów wodorowych w końcowym roztworze jest równe stężeniu pozostałego (nadmiarowego, niewykorzystanego w reakcji zobojętniania) kwasu. Wykorzystując znajomość pojęcia pH i umiejętność odczytania z tablic wartości logarytmów, obliczamy pH końcowego roztworu kwasu.

Zadanie 60.
a)
W reakcji I zmieszano roztwór wodorotlenku sodu z kwasem solnym, w wyniku reakcji powstała woda, a jony Na^+ i Cl^- pozostały w roztworze. W reakcji II zmieszano roztwór wodorotlenku baru i kwasu siarkowego(VI), w wyniku reakcji powstała nierozpuszczalna w wodzie sól $BaSO_4$ i woda (ważne jest ustalenie na podstawie tablicy rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie zawartej w zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*, które z powstających w obu reakcjach soli są nierozpuszczalne). Dzięki takim ustaleniom możemy zapisać w formie jonowej równania obu reakcji:
$H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$ lub $H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$ (reakcja I)
i $Ba^{2+} + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 + 2H_2O$ (reakcja II).
b)
W czasie doświadczenia mierzono przewodnictwo elektryczne roztworu otrzymanego przez zmieszanie roztworów każdej pary kwasu i zasady. Przewodnictwo elektryczne roztworu zależy od stężenia jonów w tym roztworze: im więcej jonów się w nim znajduje, tym większe jest przewodnictwo elektryczne. Najmniejsze przewodnictwo elektryczne roztwór osiąga w punkcie zobojętnienia, ponieważ w tym momencie najmniejsze jest stężenie obecnych w nim jonów: przereagowały wtedy stechiometryczne ilości substancji. Dzięki temu, mierząc przewodnictwo elektryczne roztworu, można określić ten moment. Po przeanalizowaniu podanej informacji i poprawnym zapisaniu równań obu reakcji w formie jonowej odpowiedź widzimy, że w reakcji I łączna liczba moli wszystkich obecnych w roztworze jonów jest większa, ponieważ powstająca sól jest rozpuszczalna w wodzie.

Zadanie 61.

a)

Do rozwiązania tej części zadania warto przypomnieć znaczenie pojęć: *rozpuszczalność*, *roztwór nasycony*, *roztwór nienasycony*. Rozpuszczalność jest to liczba gramów substancji, jaka może się rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika (najczęściej rozpuszczalnikiem jest woda). Roztwór nasycony zawiera maksymalną ilość substancji rozpuszczonej w danej temperaturze, a roztwór nienasycony zawiera mniej substancji, niż w danej temperaturze może się rozpuścić. Mając daną masę roztworu i jego stężenie procentowe, należy obliczyć masę substancji i masę wody: w 100 g roztworu o stężeniu 10% znajduje się 10 g substancji i 90 g wody. Do każdego roztworu dodano 10 g substancji, więc całkowita masa soli w każdej zlewce wynosi 20 g. Teraz należy sprawdzić, czy w przypadku każdej z trzech soli, których roztwory znajdują się w zlewkach I–III, 20 g danej soli rozpuści się w 90 g wody w temperaturze 293 K. Trzeba tu wykorzystać dane o rozpuszczalności soli zestawione w tabeli. Należy obliczyć, ile gramów każdej soli rozpuści się w 90 g wody w temperaturze 293 K. Można to zrobić na przykład poprzez proporcję. Obliczenia pozwalają na ustalenie, w których zlewkach otrzymano roztwory nienasycone. Będą to zlewki numer I, II. W zlewce III ilość dodanej substancji przekroczyła wartość jej rozpuszczalności, powstał roztwór nasycony w równowadze z osadem.

b)

Obliczenie stężenia procentowego roztworu wymaga znajomości masy substancji rozpuszczonej i masy roztworu. W zlewce IV znajdowało się 100 g roztworu azotanu(V) potasu o stężeniu procentowym $c_{p1} = 10\%$. Na tej podstawie można obliczyć masę substancji, która wynosi 10 g. Do tego roztworu dodano 10 g substancji, łączna masa substancji wynosi więc 20 g (suma mas substancji), a masa roztworu to 110 g (suma masy roztworu i masy dodanej substancji). Mając te wartości, można obliczyć stężenie procentowe roztworu azotanu(V) sodu, jako stosunek masy substancji do masy roztworu wyrażony w procentach. Tak obliczone stężenie roztworu wynosi 18,18%.

Zadanie 62.

Rozwiązanie zadania wymaga obliczenia liczby moli wszystkich jonów. Najpierw obliczamy liczbę moli każdej soli – korzystamy ze wzoru na stężenie molowe, mając stężenie molowe każdego roztworu i jego objętość, na przykład liczba moli $CaCl_2$ w roztworze wynosi $n = c_m \cdot V = 0{,}1\ dm^3 \cdot 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3} = 0{,}01$ mola.

Następnie, uwzględniając dysocjację danego związku, obliczamy liczbę moli poszczególnych jonów. W przypadku $CaCl_2$:

$CaCl_2 \xrightarrow{woda} Ca^{2+} + 2Cl^-$

$n(Ca^{2+}) = 0{,}01$ mola $\qquad n(Cl^-) = 2 \cdot 0{,}01 = 0{,}02$ mola

Tak należy postąpić również z roztworem NaCl i $AgNO_3$. Ponieważ roztwory te zmieszano, konieczne jest ustalenie, czy jony będą ze sobą reagować, czy powstanie sól nierozpuszczalna w wodzie. W omawianym zadaniu reaguje anion chlorkowy z kationem srebra i powstaje nierozpuszczalny chlorek srebra(I): $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$. Mając obliczoną liczbę moli jonów Cl^- w poszczególnych roztworach substancji $CaCl_2$ i NaCl, obliczamy sumaryczną liczbę moli tych jonów.

Z zapisu reakcji wynika, że na 1 mol Ag^+ przypada 1 mol Cl^-. W roztworze znajduje się 0,01 mola Ag^+, więc może przereagować również 0,01 mola Cl^-. Ponieważ w roztworze znajdowało się 0,03 mola Cl^-, oznacza to, że jony Ag^+ zostały wytrącone w postaci AgCl, w roztworze pozostały jony chlorkowe: 0,03 mola – 0,01 mola = 0,02 mola. W ten sposób dochodzimy do wniosku, że w roztworze końcowym obecne były jony Ca^{2+}, Na^+, Cl^- i NO_3^-. Objętość roztworu po zmieszaniu była równa sumie objętości roztworów, które zmieszano:

$V = 0{,}1\ \mathrm{dm}^3 + 0{,}1\ \mathrm{dm}^3 + 0{,}1\ \mathrm{dm}^3 = 0{,}3\ \mathrm{dm}^3$. Mając liczby moli jonów obecnych w roztworze i objętość roztworu, możemy obliczyć ich stężenie, np.: $c_m(Ca^{2+}) = \frac{0{,}01}{0{,}3} = 0{,}033\ \mathrm{mol} \cdot \mathrm{dm}^{-3}$. W identyczny sposób należy postąpić, obliczając stężenia pozostałych jonów.

Zadanie 63.

Rozwiązanie zadania wymaga oceny, czy wskazane substancje rozpuszczają się w wodzie, czy ulegają dysocjacji jonowej, i czy jony te są trwałe w środowisku wodnym. Uniwersalny papierek wskaźnikowy w zależności od odczynu roztworu barwi się na określony kolor. W roztworach o odczynie kwasowym barwi się na czerwono, w roztworach o odczynie zasadowym – na niebiesko, a w roztworach o odczynie obojętnym nie zmienia zabarwienia (pozostaje żółtopomarańczowy). Tlenek krzemu SiO_2 nie rozpuszcza się w wodzie, etanol C_2H_5OH rozpuszcza się w wodzie bardzo dobrze, ale nie ulega dysocjacji jonowej, nie reaguje też z wodą, na pewno więc zawartość probówek I i II ma odczyn obojętny i papierek wskaźnikowy zanurzony w nich nie zmieni zabarwienia. Chlorek żelaza(II) dobrze rozpuszcza się w wodzie, a ponieważ jest solą mocnego kwasu i słabej zasady, jony żelaza(II) pochodzące od słabej zasady będą ulegały hydrolizie, zmieniając odczyn wody z obojętnego na kwasowy. Azotan(III) sodu i siarczek potasu to również sole dobrze rozpuszczalne w wodzie; każda z nich pochodzi od mocnej zasady słabego kwasu, a więc aniony reszty kwasowej – azotanowe(III) i siarczkowe – także będą reagować z wodą, powodując jej nieobojętny odczyn. Chlorek wapnia to bardzo dobrze rozpuszczalna w wodzie sól, pochodząca od mocnej zasady i mocnego kwasu, zatem uwolnione w procesie rozpuszczania tej soli jony – zarówno kationy, jak i aniony – są trwałe w środowisku wodnym, nie ulegają hydrolizie, zatem roztwór wodny chlorku wapnia ma odczyn obojętny.

a)

Jeżeli papierek uniwersalny zabarwił się na niebiesko po zanurzeniu w roztworze, oznacza to, że roztwór ten ma odczyn zasadowy. W takim roztworze stężenie jonów OH^- jest większe od stężenia jonów H^+. Jony OH^- powstają w reakcji hydrolizy, której ulega anion pochodzący od słabego kwasu. W przypadku soli użytych w doświadczeniu, stanie się to w roztworach $NaNO_2$ i K_2S, znajdujących się w probówkach IV i V. Papierek uniwersalny nie zmienił zabarwienia po zanurzeniu w roztworach o odczynie obojętnym (lub w wodzie), czyli w probówkach I, II i VI. Reakcje hydrolizy zaszły w probówkach III, IV i V.

b)

W probówce III znajduje się roztwór $FeCl_2$, soli mocnego kwasu i słabej zasady. Z cząsteczkami wody reagują jony Fe^{2+} zgodnie z równaniem:

$Fe^{2+} + 2H_2O \rightarrow Fe(OH)_2 + 2H^+$

powodując kwasowy odczyn roztworu, co potwierdza różowe zabarwienie papierka wskaźnikowego zanurzonego w tym roztworze.

Zadanie 64.

a)

W tej części zadania należy obliczyć stężenie procentowe (w procentach masowych) roztworu otrzymanego przez dodanie wody do roztworu początkowego, czyli przez jego rozcieńczenie. Ponieważ stężenie procentowe jest wyrażonym w procentach stosunkiem masy substancji rozpuszczonej do masy roztworu, rozwiązanie problemu sprowadza się do obliczenia tych dwóch mas. Masa otrzymanego roztworu jest sumą masy roztworu początkowego i masy dodanej wody. W treści zadania ilość roztworu początkowego i wody określona jest przez podanie ich objętości; aby móc obliczyć masę roztworu początkowego i wody, znając ich objętość, należy wiedzieć, jaka jest gęstość tego roztworu i wody. Gęstość wody podana jest wprost w poleceniu, natomiast gęstość roztworu odczytujemy z wykresu, odnajdując na osi

odciętych (osi 0X) wartość stężenia równą 30% i odpowiadającą jej wartość gęstości na osi rzędnych (0Y). Jest ona równa 1,15 $g \cdot cm^{-3}$. Wiedząc, że masa jest równa iloczynowi objętości i gęstości, obliczamy masę wody i masę roztworu początkowego, a sumując je, otrzymujemy masę roztworu końcowego. Do obliczenia masy substancji rozpuszczonej (HCl) trzeba zauważyć, że jest ona taka sama, jak w roztworze początkowym (dodana woda destylowana nie zawierała HCl). Dzięki temu, że dane jest stężenie roztworu początkowego i już obliczyliśmy jego masę, możemy obliczyć, ile gramów HCl w nim się znajdowało. W ten sposób mamy wszystkie dane potrzebne do obliczenia stężenia procentowego roztworu końcowego.

b)

W tej części zadania trzeba obliczyć stężenie molowe otrzymanego roztworu (czyli roztworu końcowego). W przypadku stężenia molowego ilość substancji rozpuszczonej wyrażona jest przez liczbę moli tej substancji, a ilość roztworu – przez jego objętość w decymetrach sześciennych. W przypadku stężenia procentowego ilość substancji rozpuszczonej i ilość roztworu wyrażona jest przez ich masę. Jeżeli wiemy, jakie są zależności między masą i liczbą moli substancji rozpuszczonej oraz masą i objętością roztworu, możemy wyrazić stężenie molowe roztworu, wykorzystując jego stężenie procentowe. Liczba moli substancji rozpuszczonej jest równa ilorazowi jej masy i masy molowej. Masę substancji rozpuszczonej (HCl) obliczyliśmy w części a) zadania, wykorzystując dane stężenie procentowe roztworu początkowego, daną jego objętość i odczytaną z wykresu gęstość. Masę molową HCl obliczamy, korzystając z danych zawartych w układzie okresowym pierwiastków chemicznych. W poleceniu zaznaczono, aby przyjąć, że objętość otrzymanego roztworu (końcowego) jest sumą objętości roztworu początkowego i dodanej wody, które są podane bezpośrednio w treści zadania (oznacza to, że pomijamy zjawisko kontrakcji objętości). Trzeba jeszcze pamiętać, że do obliczenia stężenia molowego używamy objętości wyrażonej w decymetrach sześciennych, a wszystkie objętości podane są w centymetrach sześciennych – musimy je przeliczyć na decymetry sześcienne.

Zadanie 65.

Wszystkie dane potrzebne do poprawnego napisania równania reakcji znajdują się w informacji do zadań: wiemy, że jony żelaza(III) reagują z jonami SCN^-, tworząc jony kompleksowe o wzorze $[Fe(SCN)]^{2+}$. Wzór jonu żelaza(III) – Fe^{3+} – jest nam dobrze znany, powinniśmy także wiedzieć, co oznacza jonowa skrócona forma zapisu równania reakcji. Mając wzory substratów i produktu reakcji, zapisujemy jej równanie w wymaganej formie, pamiętając o dobraniu współczynników stechiometrycznych.

Zadanie 66.

a)

Aby oszacować wartość stężenia jonów $[Fe(SCN)]^{2+}$ w badanym roztworze o znanej wartości absorbancji, należy narysować wykres zależności absorbancji roztworu od stężenia jonów $[Fe(SCN)]^{2+}$ i z niego odczytać szukaną wartość (część a) zadania). Narysowanie tego wykresu polega na naniesieniu 3 punktów i połączeniu ich. Przy okazji warto zauważyć, że wykres jest liniowy, co zresztą wynika z analizy danych przedstawionych w tabeli. Przy określaniu wartości stężenia trzeba pamiętać o tym, że liczba odczytana na osi odciętych musi być pomnożona przez 10^{-4}, co wynika z opisu tej osi.

b)

Do rozwiązania tej części zadania wykorzystujemy odczytaną w jego części a) wartość stężenia jonów $[Fe(SCN)]^{2+}$. Liczba moli żelaza w postaci jonów Fe^{3+} w początkowym badanym roztworze o znanej objętości jest równa liczbie moli jonów $[Fe(SCN)]^{2+}$. Wielkość tę obliczamy, wiedząc, że liczba moli jonów $[Fe(SCN)]^{2+}$ jest równa iloczynowi stężenia tych

jonów i objętości roztworu (trzeba pamiętać o wyrażeniu tej objętości w dm^3). Mając liczbę moli żelaza, możemy obliczyć jego masę przez pomnożenie liczby moli przez masę molową żelaza odczytaną z układu okresowego pierwiastków chemicznych. Musimy także zwrócić uwagę na to, że polecenie wymaga wyrażenia jej w mikrogramach, μg. Jeżeli nie pamiętamy, co oznacza przedrostek *mikro*, możemy sprawdzić to w zestawie *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*. Jest w nim napisane, że przedrostek *mikro* oznacza mnożnik 10^{-6}, a więc $1\ \mu g = 10^{-6}\ g$, z czego wynika, że $1\ g = 10^{6}\ \mu g$.

Zadanie 67.
Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, czyli obliczyć stężenie procentowe (w procentach masowych) roztworu C powstałego ze zmieszania roztworu A z roztworem B, należy obliczyć stężenie procentowe roztworu A. Masa roztworu A to suma masy stałego KOH oraz masy wody, w której rozpuszczono wodorotlenek potasu. Znając objętość oraz gęstość roztworu B, obliczamy jego masę. W następnym etapie możliwe są 2 sposoby obliczenia stężenia procentowego. W rozwiązaniu I korzystamy z reguły mieszania roztworów i obliczamy stężenie roztworu C. Wynik zaokrąglamy do jedności zgodnie z poleceniem do zadania. W rozwiązaniu II korzystamy ze wzoru na stężenie procentowe i obliczamy stosunek sumy masy stałego KOH w roztworach A i B i masy sumarycznej obu roztworów A i B, wyrażając go w procentach.

Zadanie 68.
Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, czyli obliczyć stężenie molowe roztworu C powstałego ze zmieszania roztworu A o znanym stężeniu procentowym, znanej masie i znanej gęstości z roztworem B o znanej objętości i gęstości oraz stężeniu procentowym, najpierw należy obliczyć stężenie molowe roztworu A. W tym celu obliczamy liczbę moli wodorotlenku i objętość roztworu A. Następnie dokonujemy przeliczenia stężenia procentowego na molowe w roztworze B. Należy zwrócić uwagę na wartość liczbową i jednostkę gęstości podczas przeliczania stężeń. Wartość ta jest 1000 razy większa niż podana w zadaniu, ponieważ dotyczy gęstości wyrażonej w $g \cdot dm^{-3}$. Stężenie molowe roztworu C wyliczyć można, korzystając z reguły mieszania roztworów lub metodą klasyczną. W poleceniu do zadania poproszono o obliczenie przybliżonego stężenia molowego. Wynika to z tego, że podczas mieszania 2 roztworów stężonych może zachodzić zjawisko kontrakcji objętości.

Zadanie 69.
Aby rozwiązać zadanie należy obliczyć masy roztworu A i roztworu B oraz masy stałego KOH w obu roztworach. Następnie stosujemy wzór na obliczenie masy roztworu przy danym stężeniu procentowym i danej masie substancji rozpuszczonej (KOH) obecnej w roztworze C. W następnym etapie obliczamy masę wody, którą należy dodać do roztworu C, aby powstał nowy roztwór o stężeniu 10%.

Zadanie 70.
Aby rozwiązać zadanie, należy zwrócić uwagę na to, że wszystkie użyte w doświadczeniu substancje, które rozpuszczono w wodzie, są solami. Roztwory wodne wielu soli mają odczyn inny niż woda, który jest obojętny. Zależy to od tego, z jakich wodorotlenków i kwasów sole te powstały. Przyczyną zjawiska jest reakcja hydrolizy kationów lub anionów wprowadzonych do wody w momencie rozpuszczania w niej soli. Hydrolizie ulegają kationy pochodzące od słabych zasad, powodując zakwaszenie roztworu, i aniony pochodzące od słabych kwasów, w czego wyniku roztwór uzyskuje odczyn słabo zasadowy. Kationy Na^+ i Ca^{2+} pochodzą od mocnych zasad, więc są trwałe w środowisku wodnym, a kationy Fe^{2+}

pochodzą od słabej zasady, będą zatem ulegać reakcji z wodą, powodując słabo kasowy odczyn roztworu. Aniony Cl^- pochodzą od mocnego kwasu i nie reagują z wodą, natomiast aniony CO_3^{2-} i SO_3^{2-} pochodzą od słabych kwasów, dlatego reagują z wodą, co prowadzi do powstania roztworu o odczynie słabo zasadowym. W zadaniu należy przewidzieć, jaki odczyn będzie mieć każdy otrzymany roztwór i określić barwę zanurzonego w roztworze uniwersalnego papierka wskaźnikowego.

Zadanie 71.

Warunkiem poprawnego rozwiązania zadania jest znajomość reakcji hydrolizy soli. We wszystkich probówkach sole są dobrze zdysocjowane i występują w roztworze wodnym w postaci jonów. Należy zwrócić uwagę, czy rozpuszczona sól powstała z mocnej/słabej zasady, czy z mocnego/słabego kwasu. Jony węglanowe (w probówce I) i jony siarczanowe(IV) (w probówce IV) stanowią według teorii Brønsteda zasady wchodzące w reakcję z cząsteczkami wody pełniącymi funkcję kwasu:

$CO_3^{2-} + 2H_2O \rightleftarrows CO_2 + H_2O + 2OH^-$ lub $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$

$SO_3^{2-} + 2H_2O \rightleftarrows SO_2 + H_2O + 2OH^-$ lub $SO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HSO_3^- + OH^-$

Utworzone w nadmiarze jony OH^- zaburzają równowagę dysocjacji wody, jaka ustaliła się w czystym rozpuszczalniku. Po ustaleniu się nowej równowagi stężenie jonów OH^- jest większe niż stężenie jonów H_3O^+, stąd odczyn wodnych roztworów soli w probówce I i IV jest zasadowy. Po rozpuszczeniu w wodzie chlorku żelaza(III) (probówka III) jony Fe^{3+} reagują z cząsteczkami wody jak kwas:

$Fe^{3+} + 3H_2O \rightleftarrows Fe(OH)_3 + 3H^+$

lub $Fe^{3+} + 2H_2O \rightleftarrows Fe(OH)_2^+ + 2H^+$

lub $Fe^{3+} + H_2O \rightleftarrows Fe(OH)^{2+} + H^+$

Powstające jony H^+ (H_3O^+) są przyczyną kwasowego odczynu wodnego roztworu chlorku żelaza(III).

Jony pochodzące od mocnych kwasów i mocnych zasad – obecne w wodnym roztworze wskutek dysocjacji chlorku wapnia (probówka II) – nie reagują z wodą, zatem roztwór ten ma odczyn obojętny.

Zadanie 72.

Jeżeli sprawia nam trudność napisie równania reakcji od razu w formie jonowej, możemy najpierw zapisać je w postaci cząsteczkowej: $CaCl_2 + 2NaF \rightarrow CaF_2\downarrow + 2\ NaCl$ i ustalić stosunek reagentów 1 : 2 : 1 : 2 z bilansu masowego (czyli uzupełnić współczynniki, zrównując masy stronami). Wiedząc, że chlorek wapnia, fluorek sodu oraz chlorek sodu są substancjami dobrze rozpuszczalnymi w wodzie, a fluorek wapnia jest substancją trudno rozpuszczalną w wodzie, co zostało zaznaczone w równaniu strzałką skierowaną w dół, zapisujemy równanie w postaci jonowej i redukujemy wyrazy podobne (czyli upraszczamy występujące po obu stronach równania reakcji takie same indywidua):

$Ca^{2+} + 2Cl^- + 2Na^+ + 2F^- \rightarrow CaF_2\downarrow + 2Na+ + 2Cl^-$

Daje nam to ostateczną postać równania w formie jonowej: $Ca^{2+} + 2F^- \rightarrow CaF_2\downarrow$.

W zapisie tym możemy pominąć strzałkę oznaczającą wytrącanie się osadu.

Zadanie 73.

Aby wykazać, że po zmieszaniu roztworów w zlewce wytrącił się osad, należy obliczyć lokalny iloczyn $I_L = [Ca^{2+}] \cdot [F^-]^2$ i porównać go z iloczynem rozpuszczalności fluorku wapnia. Jeżeli lokalny iloczyn stężeń jonów wapnia i jonów fluorkowych do drugiej potęgi

okaże się większy od iloczynu rozpuszczalności fluorku wapnia, będzie to oznaczać, że osad się wytrącił. Najpierw należy obliczyć liczbę moli chlorku wapnia, wiedząc, że:
$V_{CaCl_2} = 130{,}00\ cm^3 = 0{,}1300\ dm^3$, $c_{CaCl_2} = 0{,}00500\ mol \cdot dm^{-3}$,
więc $n_{CaCl_2} = V_{CaCl_2} \cdot c_{CaCl_2} = 0{,}1300 \cdot 0{,}0050 = 6{,}50 \cdot 10^{-4}$ mola,
następnie należy obliczyć liczbę moli fluorku sodu, wiedząc, że:
$V_{NaF} = 70{,}00\ cm^3 = 0{,}0700\ dm^3$, $c_{NaF} = 0{,}0040\ mol \cdot dm^{-3}$,
więc $n_{NaF} = V_{NaF} \cdot c_{NaF} = 0{,}0700 \cdot 0{,}0040 = 2{,}80 \cdot 10^{-4}$ mola.
Następnie musimy zauważyć, że – zgodnie z równaniami dysocjacji jonowej:
$CaCl_2 \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+} + 2Cl^-$ oraz $NaF \xrightarrow{H_2O} Na^+ + F^-$
– liczba moli kationów wapnia jest równa liczbie moli chlorku wapnia (molowy stosunek stechiometryczny 1 : 1) i liczba moli anionów fluorkowych jest równa liczbie moli fluorku sodu (molowy stosunek stechiometryczny = 1 : 1), dlatego $n_{Ca^{2+}} = n_{CaCl_2}$ i $n_{F^-} = n_{NaF}$.

Powinniśmy także zauważyć, że objętość nowopowstałego roztworu będzie równa sumie objętości roztworów zmieszanych ze sobą: $V_t = V_{CaCl_2} + V_{NaF} = 0{,}200\ dm^3$. Mając liczbę moli kationów wapnia i anionów fluorkowych oraz objętość nowopowstałego roztworu, możemy obliczyć stężenia reagujących ze sobą jonów w tym roztworze zaraz po zmieszaniu roztworów początkowych: $[Ca^{2+}] = \frac{n_{Ca^{2+}}}{V_t}$ i $[F^-] = \frac{n_{F^-}}{V_t}$.

Następnie zapisujemy równanie reakcji wytracania osadu fluorku wapnia: $Ca^{2+} + 2F^- \rightarrow CaF_2\downarrow$ oraz wyrażenie na lokalny iloczyn $I_L = [Ca^{2+}] \cdot [F^-]^2$, pamiętając, że stężenie jonów fluorkowych występuje w potędze drugiej ze względu na prawo działania mas (wykładnik w potędze stężenia jest równy współczynnikowi stechiometrycznemu reagenta). Po obliczeniu wartości iloczynu lokalnego:
$I_L = [Ca^{2+}] \cdot [F^-]^2 = 3{,}25 \cdot 10^{-3} \cdot (1{,}40 \cdot 10^{-3})^2 = 6{,}37 \cdot 10^{-9}$
stwierdzamy, że jego wartość jest większa niż wartość iloczynu rozpuszczalności $K_{so(CaF_2)} = 3{,}16 \cdot 10^{-11}$. Jest to dowód na wytrącenie się osadu w zlewce.

Zadanie 78.
a)
Rozwiązując to zadanie, wykorzystamy nasze spostrzeżenia, których dokonaliśmy w czasie analizy zadania poprzedniego. Zauważyliśmy wtedy, że w reakcji zilustrowanej schematem I zmianom ulega stopień utlenienia tylko manganu i siarki: w jonie MnO_4^- mangan przyjmuje stopień utlenienia równy VII, a w jonie Mn^{2+} – stopień utlenienia równy II, natomiast siarka przechodzi z –II stopnia utlenienia w jonie S^{2-} na stopień utlenienia równy 0 w siarce elementarnej (S). Dzięki temu możemy zapisać równania obu procesów, uwzględniając postać chemiczną, w jakiej występują mangan i siarka przed reakcją i po reakcji oraz fakt, że reakcja ta przebiega w środowisku kwasowym.

Redukcja: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \quad | \cdot 2$

Utlenianie: $S^{2-} \rightarrow S + 2e^- \quad | \cdot 5$

W ten sposób uzyskujemy odpowiedź do części a) zadania.
b)
Następnie – po dokonaniu bilansu liczby elektronów oddanych i pobranych, czyli po pomnożeniu równania redukcji przez 2, a równania utleniania przez 5 – sumujemy stronami oba te równania i uzyskujemy następujący zapis:
$2MnO_4^- + 5S^{2-} + 16H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5S + 8H_2O$

Z zapisu tego odczytujemy współczynniki stechiometryczne potrzebne do uzupełnienia schematu.

Zadanie 79.

W opisanym doświadczeniu zachodzi reakcja metalu z jonami innego metalu (Cu^{2+}) obecnymi w roztworze. Aby wybrać metal, który spełnia warunki zadania, trzeba sprawdzić, który z wymienionych metali reaguje z roztworem soli miedzi(II) oraz – jeżeli reaguje – w jakim stosunku masowym reakcja ta zachodzi. Zdolność reagowania z jonami Cu^{2+}, a dokładniej ich redukcji, mają te metale, które w szeregu napięciowym znajdują się przed miedzią. Spośród metali wymienionych w zadaniu warunek ten spełniają glin, nikiel i ołów. Do stwierdzenia, który z nich został użyty w opisanym doświadczeniu, potrzebne jest określenie stosunku masowego wynikającego z równania reakcji zachodzącej w czasie doświadczenia. Masa substancji jest równa iloczynowi liczby moli i masy molowej tej substancji, a więc masa wydzielonej miedzi $m_{Cu} = n_{Cu} \cdot M_{Cu}$, a masa roztworzonego metalu $m_{Me} = n_{Me} \cdot M_{Me}$. Masy molowe miedzi, glinu, niklu i ołowiu odczytujemy z układu okresowego pierwiastków chemicznych (wystarczy zaokrąglenie ich wartości do liczb całkowitych): $M_{Cu} = 64\ g \cdot mol^{-1}$, $M_{Al} = 27\ g \cdot mol^{-1}$, $M_{Ni} = 59\ g \cdot mol^{-1}$, $M_{Pb} = 207\ g \cdot mol^{-1}$. W napisaniu równania reakcji znów pomocny będzie szereg napięciowy metali, ponieważ podane są w nim wzory kationów metali, które w reakcji powstają: widać, że zarówno nikiel, jak i ołów tworzą jony dwudodatnie (Ni^{2+}, Pb^{2+}), a glin – jony trójdodatnie (Al^{3+}), z czego wynika, że reakcja jonów miedzi(II) z niklem i ołowiem przebiega według schematu:

$Cu^{2+} + Me \rightarrow Cu + Me^{2+}$, a więc $\frac{n_{Cu^{2+}}}{n_{Me}} = \frac{1}{1}$, czyli $\frac{m_{Cu^{2+}}}{m_{Me}} = \frac{n_{Cu^{2+}} \cdot M_{Cu}}{n_{Me} \cdot M_{Me}} = \frac{M_{Cu}}{M_{Me}}$.

Reakcja jonów miedzi(II) z glinem przebiega zgodnie z równaniem:

$3Cu^{2+} + 2Al \rightarrow 3Cu + 2Al^{3+}$, z którego wynika, że $\frac{n_{Cu^{2+}}}{n_{Al}} = \frac{3}{2}$, a więc $n_{Cu^{2+}} = \frac{3}{2} n_{Al}$, dlatego

$$\frac{m_{Cu^{2+}}}{m_{Al}} = \frac{n_{Cu^{2+}} \cdot M_{Cu}}{n_{Al} \cdot M_{Al}} = \frac{\frac{3}{2} n_{Al} \cdot M_{Cu}}{n_{Al} \cdot M_{Al}} = \frac{3M_{Cu}}{2M_{Al}} = \frac{3 \cdot 64\ g \cdot mol^{-1}}{2 \cdot 27\ g \cdot mol^{-1}} \approx 3{,}6,$$

co oznacza, że masa wydzielonej miedzi jest ok. 3,6 razy większa od masy roztworzonego glinu. Ponieważ w czasie doświadczenia stwierdzono, że masa blaszki po wyjęciu z roztworu była mniejsza od jej masy początkowej, oznacza to, że masa wydzielonej miedzi była mniejsza od masy metalu, który się roztworzył, zatem na pewno nie mógł to być glin. Pozostaje więc sprawdzenie stosunku masowego dla reakcji z niklem i ołowiem:

dla niklu $\frac{m_{Cu^{2+}}}{m_{Ni}} = \frac{M_{Cu}}{M_{Ni}} = \frac{64\ g \cdot mol^{-1}}{59\ g \cdot mol^{-1}} \approx 1{,}1$, czyli masa roztworzonego niklu jest nieznacznie mniejsza od masy wydzielonej miedzi;

dla ołowiu $\frac{m_{Cu^{2+}}}{m_{Pb}} = \frac{M_{Cu}}{M_{Pb}} = \frac{64\ g \cdot mol^{-1}}{207\ g \cdot mol^{-1}} \approx 0{,}3$, czyli masa roztworzonego ołowiu jest znacznie większa od masy wydzielonej miedzi. Metalem tym był więc ołów.

Zadanie 80.

Ołów – wybrany w poprzednim zadaniu – w reakcjach z roztworami soli innych metali tworzy jony Pb^{2+}, co możemy odczytać z szeregu napięciowego metali. W reakcji atomu ołowiu z jonem miedzi Cu^{2+} zachodzi wymiana elektronów. Liczba elektronów przyłączonych musi być równa liczbie elektronów oddanych. Kation miedzi przyłącza

2 elektrony: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$, a atom ołowiu oddaje 2 elektrony: $Pb \rightarrow Pb^{2+} + 2e^-$, z czego wynika, że 1 jon miedzi reaguje z 1 atomem ołowiu: $Cu^{2+} + Pb \rightarrow Cu + Pb^{2+}$, co stanowi jonowy skrócony zapis równania opisanej reakcji.

Zadanie 81.
Procesowi utleniania ulega ta cząstka chemiczna, która oddaje elektrony i nazywamy ją reduktorem. Procesowi redukcji ulega ta cząstka chemiczna (atom, jon lub cząsteczka), która przyłącza (pobiera) elektrony – nazywamy ją utleniaczem. W opisanym doświadczeniu atomy ołowiu (czyli wybranego metalu) oddają elektrony, ulegają więc utlenieniu, będąc reduktorami, a kationy miedzi przyłączają elektrony, są zatem utleniaczami, ulegając redukcji.

Zadanie 82.
Zadanie wymaga napisania w formie cząsteczkowej równania reakcji tlenku arsenu(V) z wodą, a więc substratami reakcji są woda H_2O i tlenek arsenu(V) o wzorze A_2O_5 podanym w informacji do zadania. W informacji tej podano również wzór produktu reakcji, którym jest kwas ortoarsenowy(V) H_3AsO_4. Jeżeli wiemy, jak przebiega reakcja z wodą tlenku kwasowego, w której wyniku powstaje kwas, możemy napisać jej równanie. Nad strzałką możemy zapisać H^+ lub HCl, zaznaczając fakt, że reakcja przebiega w obecności mocnego kwasu (kwasu solnego), ale nie jest to konieczne.

Zadanie 83.
a)
Rozwiązanie zadania należy rozpocząć od wyznaczenia stopni utlenienia atomów poszczególnych pierwiastków w drobinach chemicznych substratów i produktów reakcji, co ułatwia, zawarta w nazwach kwasów arsenowych, informacja o stopniach utlenienia arsenu: w cząsteczkach kwasu ortoarsenowego(III) atomy arsenu przyjmują stopień utlenienia III, a w cząsteczkach kwasu ortoarsenowego(V) – stopień utlenienia V. Trzeba pamiętać także, że w przypadku typowych związków (a z takimi mamy do czynienia w tej reakcji) wodór występuje na I stopniu utlenienia, a tlen na –II stopniu utlenienia. Stopień utlenienia cyny jest podany wprost, ponieważ drobiny chemiczne, w postaci których pierwiastek ten występuje w opisanej reakcji, to kationy proste: Sn^{2+} i Sn^{4+} (to samo dotyczy wodoru w postaci kationów wodorowych H^+), a wiec przed reakcją cyna występuje na II stopniu utlenienia, a w wyniku reakcji przechodzi na IV stopień utlenienia. W ten sposób mamy określone wszystkie stopnie utlenienia:

$$\overset{\text{I V -II}}{H_3AsO_4} + Sn^{2+} + H^+ \xrightarrow{\text{katalizator}} \overset{\text{I III -II}}{H_3AsO_3} + Sn^{4+} + \overset{\text{I -II}}{H_2O}$$

Widzimy, że stopień utlenienia zmieniają atomy dwóch pierwiastków: arsenu i cyny. Stopień utlenienia arsenu zmienia się z V w kwasie ortoarsenowym(V) na III w kwasie ortoarsenowym(III), a cyny – z II w jonach Sn^{2+} na IV w jonach Sn^{4+}. Wynika z tego, że w czasie reakcji stopień utlenienia arsenu zmniejsza się, arsen w kwasie ortoarsenowym(V) jest więc utleniaczem, a stopień utlenienia cyny zwiększa się, co oznacza, że kationy cyny(II) pełnią funkcję reduktora. Wiemy, że procesowi utlenienia ulega reduktor, który oddaje elektrony, a procesowi redukcji – utleniacz, który przyłącza elektrony. Ponieważ stopień utlenienia reduktora, czyli jonów Sn^{2+}, wzrasta o 2, równanie procesu utleniania będzie miało następującą postać: $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^-$.
Stopień utlenienia utleniacza, czyli atomów arsenu w cząsteczkach H_3AsO_4, maleje także o 2, możemy więc napisać, że $H_3AsO_4 + 2e^- \rightarrow H_3AsO_3$, ale zapis ten nie jest jeszcze równaniem reakcji, ponieważ liczba atomów tlenu (na –II stopniu utlenienia) po lewej stronie nie jest równa liczbie atomów tego pierwiastka po prawej stronie. Widzimy, że w środowisku reakcji obecne są jony H^+, które w połączeniu z atomami tlenu na –II stopniu utlenienia tworzą

cząsteczki wody będącej produktem ubocznym reakcji. Aby liczba atomów tlenu była taka sama po obu stronach równania, trzeba przyjąć, że powstaje jedna cząsteczka wody, do czego potrzebne są 2 jony H^+: $\overset{-II}{O} + 2H^+ \longrightarrow \overset{I}{H}_2\overset{-II}{O}$. Łącząc ten zapis z zapisem ilustrującym zmiany stopnia utlenienia arsenu, otrzymujemy następujące równanie procesu redukcji:

$$H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_3AsO_3 + H_2O.$$

W ten sposób uzyskujemy odpowiedź do części a) zadania.

b)

W części b) wykorzystamy to, co zrobiliśmy w części a), pamiętając, że podstawą bilansu równań reakcji redoks jest bilans elektronowy: liczba elektronów oddanych musi być równa liczbie elektronów pobranych. W przypadku rozpatrywanej reakcji liczba ta wynosi 2, z czego wynika, że stosunek liczby moli reduktora do utleniacza jest równy 1:1, a więc możemy zsumować stronami równania procesów utleniania i redukcji, otrzymując następujący zapis:

$$H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e^- + Sn^{2+} \rightarrow H_3AsO_3 + H_2O + Sn^{4+} + 2e^-,$$

co pozwala nam uzupełnić współczynniki w podanym w zadaniu schemacie równania reakcji:

$$H_3AsO_4 + Sn^{2+} + \mathbf{2}H^+ \rightarrow H_3AsO_3 + Sn^{4+} + H_2O.$$

Zadanie 84.

a)

W części a) zadania, aby móc określić, czy cynk pełni w opisanej reakcji funkcję reduktora, czy utleniacza, należy określić stopień utlenienia cynku przed reakcją i po niej. Z opisu procesu w informacji wstępnej do zadań oraz z równania reakcji wynika, że do jej przeprowadzenia użyto cynku metalicznego, a więc w postaci niezwiązanej. Oznacza to, że cynk przed reakcją przyjmuje stopień utlenienia równy 0. Substancją, która powstaje w wyniku reakcji i zawiera cynk, jest związek o wzorze $ZnCl_2$. Związek ten to sól kwasu solnego i cynku, czyli chlorek cynku – związek jonowy składający się z kationów cynku i anionów chlorkowych. Chlor tworzy jony chlorkowe Cl^- (atomowi chloru, który ma 7 elektronów walencyjnych brakuje jednego elektronu do uzyskania trwałej konfiguracji gazu szlachetnego). Ponieważ na 1 jon cynku przypadają 2 jony chlorkowe każdy o ładunku elektrycznym –1 (w atomowych jednostkach ładunku), 1 jon cynku musi mieć ładunek +2. Oznacza to, że w czasie reakcji stopień utlenienia cynku zmienia się z 0 na II, a więc wzrasta – atom cynku oddaje 2 elektrony, jest zatem reduktorem.

b)

W odpowiedzi w części b) zadania pomocne będzie równanie reakcji, z którego wynika, że 1 mol AsH_3 powstaje wtedy, gdy w reakcji wezmą udział 3 mole cynku. 1 mol cynku oddaje 2 mole elektronów, więc 3 mole tego metalu oddają $3 \cdot 2$ mole = 6 moli elektronów.

Zadanie 85.

Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, należy zauważyć, że związkiem arsenu, który powstaje w wyniku opisanej w informacji reakcji, jest związek o wzorze $As[(C_2H_5)_2N-CS_2]_3$. Wzór ten można zapisać w postaci ułatwiającej obliczenia, sumując liczbę atomów poszczególnych pierwiastków: $As(C_5H_{10}NS_2)_3$. Wynika z niego, że szukana masa molowa M_x wyraża się równaniem $M_x = M_{As} + 3(5M_C + 10M_H + M_N + 2M_S)$, w którym M_{As}, M_C, M_H, M_N i M_S oznaczają masy molowe arsenu, węgla, wodoru, azotu i siarki (zaokrąglone do jedności, ponieważ takie zaokrąglenie zostało zadane w poleceniu). Odczytując wartości masy atomowej poszczególnych pierwiastków z układu okresowego, wiemy, jakie są wartości ich masy molowej (pamiętamy przy tym, że masa atomowa jest wielkością mikroskopową

wyrażaną w unitach, a masa molowa – wielkością makroskopową wyrażaną w $g \cdot mol^{-1}$). Wartości te należy podstawić do równania i obliczyć wartość M_x wyrażoną w $g \cdot mol^{-1}$:

$$M_x = 75\,g \cdot mol^{-1} + 3(5 \cdot 12\,g \cdot mol^{-1} + 10 \cdot 1\,g \cdot mol^{-1} + 14\,g \cdot mol^{-1} + 2 \cdot 32\,g \cdot mol^{-1}) = 519\,g \cdot mol^{-1}.$$

Zadanie 86.

Aby móc ocenić, czy opisana reakcja jest reakcją utleniania i redukcji, trzeba sprawdzić, czy w jej wyniku dochodzi do wymiany elektronów, co powoduje zmiany stopni utlenienia cząstek utleniacza i reduktora. Można łatwo zauważyć, że zmiana taka dokonuje się w przypadku srebra:

$$AsH_3 + 6\mathbf{Ag}^+ + 3[(C_2H_5)_2N - CS_2]^- \rightarrow As[(C_2H_5)_2N - CS_2]_3 + 6\mathbf{Ag} + 3H^+$$

Przed reakcją srebro występuje w postaci kationów Ag+, a po reakcji – jako srebro metaliczne. W czasie reakcji następuje więc zmiana stopnia utlenienia srebra z I na 0. Zauważenie tego wystarczy do stwierdzenia, że opisana reakcja jest reakcją utleniania i redukcji.

Zadanie 91.

a)

Rozwiązując to zadanie, musisz pamiętać, że w wodnym roztworze HCl dysocjuje na kationy H^+ i aniony Cl^-, a KOH (i NaOH) odpowiednio na kationy $K^+(Na^+)$ i aniony OH^-. Tak więc reakcja, która zachodzi podczas opisanego doświadczenia, to reakcja zobojętniania, polegająca na łączeniu się kationów H^+ i anionów OH^- w niezdysocjowane cząsteczki wody. Ilustruje ją równanie reakcji: $H^+ + OH^- \rightleftarrows H_2O$

b)

Rozwiązując to zadanie, musisz pamiętać, że wodny roztwór HCl ma odczyn kwasowy spowodowany przez jony H^+, a wodny roztwór KOH i NaOH ma odczyn zasadowy spowodowany przez jony OH^-. Jeżeli stężenie jonów H^+ jest równe stężeniu jonów OH^-, to roztwór ma odczyn obojętny. Trzeba wywnioskować, że taka sytuacja ma miejsce w roztworze po zakończeniu doświadczenia, bo w reakcji wzięły udział stechiometryczne ilości reagentów (kwas solny jest mocnym kwasem, a wodorotlenki sodu i potasu są mocnymi zasadami). Tak więc stężenia tych jonów wynoszą 10^{-7} mol $\cdot$ dm^{-3}.

Zadanie 92.

W schemacie doświadczenia i w treści zadania została podana masa mieszaniny NaOH i KOH zawarta w roztworze znajdującym się w zlewce oraz objętość i stężenie molowe roztworu kwasu, którym zobojętniono ten roztwór. Należy pamiętać, że liczba moli jonów H^+ jest równa liczbie moli jonów OH^-. W pierwszej kolejności oblicz więc liczbę moli HCl (0,06 mola) jako iloczyn objętości roztworu i stężenia molowego roztworu. Liczba ta jest jednocześnie sumą liczby moli KOH i NaOH. Teraz możesz ułożyć układ dwóch równań. Jako *x* oznacz masę KOH, a jako *y* – masę NaOH. W pierwszym równaniu zsumuj liczbę moli KOH i NaOH (0,06 mola), pamiętając, że liczba moli jest równa ilorazowi masy i masy molowej. W drugim równaniu zsumuj masy KOH i NaOH (3 g). Następnie wyznacz *x* (masa KOH = 2,1 g) – *I sposób* lub *y* (masa NaOH = 0,9 g) – *II sposób*. Dalej, wiedząc, że masa mieszaniny jest równa 3 g i stanowi 100%, oblicz %KOH (70%) – *I sposób* lub %NaOH (30%) – *II sposób.* Na koniec, odejmując uzyskany wynik (%KOH lub %NaOH) od 100% (mieszanina), uzyskasz zawartość procentową drugiego składnika. Należy przyjąć poprawne zaokrąglenia wyników pośrednich i wyniku końcowego oraz pamiętać o podaniu wyniku z odpowiednią jednostką. Pamiętaj, że wynik zależy od przyjętych zaokrągleń.

Zadanie 93.
Do rozwiązania tego zadania nie jest konieczna znajomość właściwości związków chromu, a jedynie wnikliwa analiza materiału źródłowego. Zauważ, że w środowisku kwasowym chromiany(VI) przechodzą w dichromiany(VI), a w środowisku zasadowym dichromiany(VI) przechodzą w chromiany(VI). Pamiętaj, że zachodzące reakcje nie są procesami utleniania i redukcji, a więc poprawną odpowiedzią musi być odpowiedź C.

Zadanie 94.
a)
Do rozwiązania tego zadania konieczna jest wnikliwa analiza tekstu zawartego w *informacji do zadań*. Można z niej wywnioskować, w jaki sposób przebiega opisany proces. Podane są wzory wszystkich jonów, które uczestniczą w reakcjach. Zapisz je po odpowiednich stronach równań, a następnie dokonaj bilansu masy i ładunku oraz dobierz współczynniki stechiometryczne.
b)
Do rozwiązania tego zadania konieczna jest wnikliwa analiza tekstu zawartego w *informacji do zadań*. Można z niej wywnioskować, jak przebiega I etap i II etap doświadczenia. Podane są wzory reagentów uczestniczących w reakcji zachodzącej podczas I etapu doświadczenia. Zapisz je po odpowiednich stronach równań, a następnie dokonaj bilansu masy i ładunku oraz dobierz współczynniki stechiometryczne. Na podstawie analizy materiału źródłowego możesz przewidzieć, że solą, której roztwór znajduje się w probówce na początku II etapu doświadczenia, jest chromian(VI) potasu, a więc zajdzie reakcja opisana w I etapie doświadczenia 1.
c)
W rozwiązaniu tego zadania należy dokonać uogólnienia wynikającego z analizy równań procesów chemicznych zachodzących podczas doświadczenia 1. i 2. Będzie to również uogólnienie sformułowane na podstawie wyników doświadczenia przedstawionych w materiale źródłowym. Zauważ, że jony $Cr_2O_7^{2-}$ reagują z jonami OH^- i powstają jony CrO_4^{2-} – w środowisku zasadowym równowaga reakcji przesunięta jest w kierunku tworzenia jonów CrO_4^{2-}, a w środowisku kwasowym – w kierunku tworzenia jonów $Cr_2O_7^{2-}$.

Zadanie 95.
Aby poprawnie rozwiązać zadanie musisz skorzystać z zestawu *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki* i odszukać w zamieszczonym tam układzie okresowym pierwiastek gal. Czynność powinna być prosta do wykonania, szczególnie, że w *informacji do zadań* podano ogólną konfigurację elektronów walencyjnych borowców. Wskazuje ona grupę układu okresowego, do której należy gal (grupa 13.) oraz przynależność tego pierwiastka do bloku konfiguracyjnego (blok *p,* ogólna konfiguracja elektronów walencyjnych ns^2np^1). Trzeba więc odczytać położenie galu w układzie okresowym: grupa 13. i okres 4. i potwierdzić przynależność tego pierwiastka do bloku konfiguracyjnego *p*. Należy jeszcze tylko napisać pełną konfigurację atomu galu, uwzględniającą rozmieszczenie elektronów na wszystkich podpowłokach.

Zadanie 96.
W *Podstawie programowej kształcenia ogólnego z chemii* sformułowane są wymagania ogólne i szczegółowe. Jedno z tych wymagań brzmi: *Uczeń zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do Z = 36 […]*. Mogłoby się więc wydawać, że sprawdzane w zadaniu umiejętności wykraczają poza *Podstawę programową*, ponieważ liczba atomowa talu (*Z*) jest równa 81. Jednak inne wymaganie sformułowane w opisanym

dokumencie dopuszcza możliwość wykorzystania takich zadań, w których *uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]*, *krytycznie odnosząc się do pozyskiwanych informacji*. I właśnie w tym przypadku podstawą do rozwiązania zadania jest przede wszystkim dokładna analiza *informacji do zadań*, w której podkreślono, że tal należy do tej samej grupy układu okresowego pierwiastków, co bor, glin, gal i ind. Podana jest także ogólna konfiguracja elektronów walencyjnych w stanie podstawowym ns^2np^1. Liczba elektronów walencyjnych dla wszystkich borowców jest taka sama i wynosi 3. Różnica będzie dotyczyła wyłącznie numeru powłoki, na której elektrony te zostały rozmieszczone. Dlatego należy odczytać położenie talu w układzie okresowym pierwiastków: grupa 13. i okres 6. Następnie, korzystając z ogólnej konfiguracji dotyczącej elektronów walencyjnych i pamiętając, że numer okresu odpowiada numerowi walencyjnej powłoki elektronowej, należy uzupełnić zdanie pierwsze zapisem $6s^26p^1$.
Uzupełnienie kolejnych zdań związane jest z poprawnym uzupełnieniem zdania 1. Niesparowany elektron atomu talu w stanie podstawowym należy do podpowłoki typu *p* (informację tę możesz pozyskać także, analizując informację wstępną). W ostatnim zdaniu musisz podkreślić wartość głównej i pobocznej liczby kwantowej opisującej stan niesparowanego elektronu, tzn. główna liczba kwantowa $n = 6$ (numer okresu, w którym znajduje się dany pierwiastek odpowiada głównej liczbie kwantowej) i poboczna liczba kwantowa $l = 1$ (dla orbitalu *p* poboczna liczba kwantowa przyjmuje wartość 1).

Zadanie 97.
Aby rozwiązać zadanie, musisz odczytać z układu okresowego pierwiastków chemicznych średnią masę atomową talu z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku. Trzeba także wiedzieć, że średnią masę atomową pierwiastka oblicza się jako średnią ważoną z mas atomowych wszystkich izotopów danego pierwiastka. Dane potrzebne do rozwiązania zadania (oprócz średniej masy atomowej odczytanej z układu okresowego) podane są w *informacji do zadań.* Musisz je podstawić do wzoru na średnią ważoną i dodatkowo wprowadzić oznaczenia dotyczące procentu atomów talu o masie atomowej 202,97 u, np. x i procentu atomów talu o masie atomowej 204,97 u, np. $(100\% - x)$. Po dokonaniu odpowiednich obliczeń należy podać procent atomów talu o masie atomowej 202,97 u (29,5%) oraz procent atomów talu o masie atomowej 204,97 u (70,5%). Podczas rozwiązywania zadania musisz poprawnie zaokrąglać wyniki pośrednie i wynik końcowy oraz pamiętać o podaniu wyników w procentach.

Zadanie 98.
Aby poprawnie rozwiązać zadanie, musisz szczegółowo przeanalizować *informację do zadań* i wykorzystać te fragmenty tekstu, które dotyczą reakcji otrzymywania boru. Z pierwszego fragmentu uzyskasz informację, że pierwiastek ten można otrzymać w reakcji redukcji tlenku boru metalicznym magnezem; z drugiego fragmentu tekstu wynika, że bor powstaje w reakcji termicznego rozkładu jodku boru. Musisz zapisać więc wzory substratów i produktów, a następnie dokonać bilansu masy i dobrać współczynniki stechiometryczne.

Zadanie 99.
Aby poprawnie rozwiązać zadanie, musisz szczegółowo przeanalizować *informację do zadań* i wykorzystać te fragmenty tekstu, które dotyczą reakcji tlenku boru z magnezem. Z podanej informacji wynika, że w reakcji redukcji tlenku boru metalicznym magnezem metal użyty został w nadmiarze. Otrzymany w tej przemianie bor zawiera więc zanieczyszczenia, takie jak magnez i tlenek magnezu. Identyfikacja zanieczyszczeń pozwoli na odpowiedni dobór odczynnika. Odczynnik musi bowiem spełniać pewne warunki. Nie powinien wchodzić

w reakcję z borem (celem doświadczenia jest otrzymanie czystego boru), natomiast reagować z zanieczyszczeniami w celu ich usunięcia z powstałej mieszaniny. Z *informacji do zadań* możesz wyczytać także, że bor charakteryzuje się małą aktywnością chemiczną – nie działa na niego wrzący kwas solny ani kwas fluorowodorowy. Ta informacja pomoże Ci w wyborze odpowiedniego odczynnika i pozwoli na poprawne zaprojektowanie doświadczenia. Tak więc po analizie tekstu dostępne są już informacje konieczne do rozwiązania zadania. Z listy podanych odczynników należy wybrać kwas solny (zauważ, że nie będzie on wchodził w reakcję z borem, natomiast będzie reagował z magnezem i z tlenkiem magnezu). Następnie, na podstawie właściwości chemicznych metali i tlenków metali, musisz zapisać w formie cząsteczkowej 2 równania reakcji i pamiętać o poprawnym doborze współczynników stechiometrycznych.

Zadanie 100.
Aby poprawnie rozwiązać zadanie, musisz szczegółowo przeanalizować *Informację do zadań* i na tej podstawie ocenić prawdziwość podanych zdań. Zdanie 1. dotyczy rozpowszechnienia w skorupie ziemskiej opisanych pierwiastków 13. grupy układu okresowego. Dane te zebrane są w tabeli, która znajduje się w *informacji do zadań.* Musisz te dane porównać i na tej podstawie ocenić, że zdanie jest prawdziwe. Podobna sytuacja ma miejsce przy ocenie prawdziwości zdania 2. Tutaj również musisz porównać dane umieszczone w tabeli (gęstość i temperaturę topnienia). Zauważ, że dodatkowo trzeba powiązać liczbę atomową borowców z gęstością i temperaturą topnienia, i w tym kontekście ocenić prawdziwość zdania 2. (po analizie zebranych informacji należy ocenić, że zdanie jest fałszywe). Zwróć uwagę, że prawdziwość 3. zdania oceniamy na podstawie właściwości opisanych borowców (zdanie należy ocenić jako fałszywe).

Zadanie 101.
Aby poprawnie rozwiązać zadanie, musisz skorzystać z zestawu *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki* i odszukać w zamieszczonym tam układzie okresowym żelazo. Następnie należy odczytać jego liczbę atomową Z (jest to liczba porządkowa, która informuje o liczbie protonów, liczbie elektronów, na jej podstawie można także określić ładunek jądra). Pozwoli Ci to na określenie ładunku jądra (+ 26), liczby protonów (26) i liczby elektronów (26). W kolejnym kroku musisz sięgnąć do *informacji do zadań* (ponieważ w poleceniu zaznaczono, że rozwiązanie zadania dotyczy nuklidu opisanego w informacji wprowadzającej) i odczytać z niej liczbę masową A opisanego nuklidu ($A = 56$). Te dane pozwolą Ci na obliczenie liczby neutronów ($56 – 26 = 30$).

Zadanie 102.
W *informacji do zadań* podane jest równanie reakcji żelaza z parą wodną:
$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$
Na podstawie opisu przemiany i założeniu, że redukowanym tlenkiem był magnetyt, musisz zauważyć, że podczas procesu redukcji przebiegać będzie reakcja odwrotna:
$Fe_3O_4 + 4H_2 \rightarrow 3Fe + 4H_2O$
Pozwoli Ci to na wykorzystanie do obliczeń równania reakcji, w którym dobrane są już współczynniki stechiometryczne. Następnie musisz obliczyć masę molową magnetytu (Fe_3O_4) oraz masę molową wody i zapisać odpowiednią zależność (proporcję) uwzględniającą stechiometrię opisanej przemiany. Zauważ, że w rozwiązaniu zadania można założyć (oczywiście po uwzględnieniu stechiometrii reakcji), że redukcji poddano 58 g tlenku (*I sposób* rozwiązania). Jeśli obliczoną liczbą gramów wody będzie 18, to należy wnioskować, że redukowanym tlenkiem mógł być magnetyt. Zadanie można także rozwiązać inną metodą

(*II sposób*), zakładając, że otrzymano 18 g wody. Jeśli obliczoną liczbą gramów redukowanego tlenku będzie 58, to należy wnioskować, że redukowanym tlenkiem mógł być magnetyt.

Zadanie 103.
Aby poprawnie rozwiązać zadanie, musisz skorzystać z równania reakcji zapisanego w *informacji do zadań:* $3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$
oraz z zestawu *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki* (odczytanie masy molowej żelaza oraz objętości 1 mola gazu w warunkach normalnych). Po odczytaniu niezbędnych danych należy zapisać zależność uwzględniającą stechiometrię przemiany, np. proporcję, i obliczyć objętość wydzielonego wodoru (warunki normalne). Jeśli w reakcji na 4,2 g żelaza podziałano nadmiarem pary wodnej, to obliczona objętość wodoru wynosi 2,24 dm^3 przy założeniu, że przemiana przebiegła z wydajnością równą 100%. Tymczasem w zadaniu podano, że wydajność opisanego procesu była równa 85%. Informacja ta powoduje konieczność zapisania kolejnej zależności i obliczenia objętości wodoru przy założeniu, że reakcja przebiegła z podaną w zadaniu wydajnością (*I sposób* rozwiązania). Podczas rozwiązywania zadania pamiętaj o poprawnym zaokrąglaniu wyników pośrednich i wyniku końcowego oraz o podaniu wyniku z odpowiednią jednostką.

Zadanie 104.
Aby poprawnie rozwiązać zadanie, musisz skorzystać z *informacji do zadań*, w której opisane są poszczególne przemiany. I tak: dla reakcji 1. podane zostały nazwy substratów i wzór produktu reakcji, dla przemiany 2. podane zostały nazwy substratów i nazwa wodnego roztworu powstałego po reakcji (w tym przypadku trzeba pamiętać o drugim produkcie – wodorze – który wydziela się podczas przemiany), dla reakcji 3. podano nazwy substratów i produktu reakcji. Zapisać musisz więc wzory substratów i produktów wszystkich przemian, a następnie dokonać bilansu masy i dobrać współczynniki stechiometryczne. Zwróć uwagę, że zgodnie z poleceniem wszystkie równania reakcji powinny być zapisane w formie cząsteczkowej.

Zadanie 105.
a)
Aby poprawnie rozwiązać tę część zadania, musisz skorzystać z *informacji do zadań*, w której podano, że związkiem otrzymanym w wyniku reakcji 3. jest chlorek żelaza(III) – substancja dobrze rozpuszczalna w wodzie. Wiedząc, że chlorek żelaza(III) jest solą ulegającą hydrolizie (jest to sól pochodząca od mocnego kwasu i słabej zasady), możesz przewidzieć odczyn wodnego roztworu takiej soli. Odczyn ten jest kwasowy. Musisz jeszcze potwierdzić podany odczyn roztworu odpowiednim równaniem reakcji zapisanym w formie jonowej skróconej. Aby nie popełnić błędów związanych z doborem współczynników, możesz zapisać najpierw równanie reakcji w formie cząsteczkowej:

$FeCl_3 + 3H_2O \rightleftarrows Fe(OH)_3 + 3HCl$
Ponieważ przemiana ta przebiega w roztworze wodnym, w którym obecne są jony, można zapisać powyższe równanie w formie jonowej pełnej:

$Fe^{3+} + 3Cl^- + 3H_2O \rightleftarrows Fe(OH)_3 + 3H^+ + 3Cl^-$
Zwróć uwagę, że żaden z powyższych zapisów nie jest zgodny z poleceniem, z którego wynika, że równanie należy zapisać w formie jonowej skróconej. Po wykreśleniu z równania jonów chlorkowych, które nie biorą udziału w reakcji, otrzymasz zapis równania w formie jonowej skróconej:

$Fe^{3+} + 3H_2O \rightleftarrows Fe(OH)_3 + 3H^+$

b)
Aby poprawnie rozwiązać tę cześć zadania, musisz prześledzić równania reakcji omawiane w części a) zadania, np. zapis:

$Fe^{3+} + 3Cl^- + 3H_2O \rightleftarrows Fe(OH)_3 + 3H^+ + 3Cl^-$,

z którego wynika, że w roztworze obecne są następujące jony i cząsteczki: Fe^{3+}, Cl^-, H^+, H_2O, $Fe(OH)_3$. Można także zauważyć, że w roztworze będą obecne jony wodorotlenkowe OH^- pochodzące z dysocjacji wody oraz ewentualnie jony $Fe(OH)^{2+}$ i $Fe(OH)_2^+$.

Zadanie 106.
a)
Zadanie sprawdza umiejętność projektowania doświadczeń, w wyniku których można otrzymać wodorotlenek, a następnie tlenek danego metalu (żelaza). W zadaniu nie podano zestawu odczynników do wyboru. Dany jest tylko odczynnik wyjściowy (informację o tym, jaka substancja jest odczynnikiem wyjściowym, można uzyskać po analizie *informacji do zadań*), a każdy sam musi zaproponować drugi odczynnik konieczny do zajścia opisanej reakcji. Najczęściej wybieranym odczynnikiem będzie wodny roztwór wodorotlenku sodu lub wodorotlenku potasu. Należy zauważyć, że po zmieszaniu reagentów wytrąci się osad wodorotlenku żelaza(III). Powstały osad należy odsączyć, a następnie wyprażyć w odpowiedniej temperaturze.
b) Po zmieszaniu roztworów reagentów (chlorku żelaza(III) i wskazanego wodorotlenku) wytrąci się osad. Przemianę tę można zilustrować równaniem zapisanym (zgodnie z poleceniem) w formie cząsteczkowej:

$FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$

Powstały osad po odsączeniu należy wyprażyć w odpowiedniej temperaturze. Wodorotlenek żelaza(III) ulegnie rozkładowi według poniższego równania:

$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{T} Fe_2O_3 + 3H_2O$

Ponieważ zgodnie z poleceniem należy zaznaczyć warunki prowadzenia procesu, dlatego w powyższym zapisie konieczne jest umieszczenie nad strzałką w równaniu reakcji informacji, że do zajścia procesu konieczne jest ogrzanie mieszaniny reakcyjnej do odpowiedniej temperatury (oznaczenia: *T* lub *temperatura* lub *temp*. lub *ogrzewanie*). Po wyprażeniu powstanie tlenek żelaza(III).

Zadanie 107.
Aby poprawnie rozwiązać zadanie, musisz szczegółowo przeanalizować *informację do zadań.* Na podstawie analizy zawartych tam danych połączonych z wiedzą i umiejętnościami należy ocenić prawdziwość zdań. Zdanie 1. jest prawdziwe, ponieważ żelazo jest metalem aktywniejszym od miedzi i wypiera miedź z roztworów soli. Przebiega wtedy reakcja opisana równaniem:

$Fe + Cu^{2+} \rightarrow Fe^{2+} + Cu$

Konieczna jest w tym przypadku umiejętność przewidywania kierunku przebiegu reakcji metali z roztworami soli na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali. Do oceny prawdziwości zdania 2. (jest ono prawdziwe) konieczna jest znajomość właściwości pierwiastków i związków chemicznych. Zdanie 3. jest zdaniem fałszywym, ponieważ przejście do roztworu 1 mola żelaza spowoduje wydzielenie 1 mola miedzi. Porównanie w tym przypadku mas molowych obu metali pozwoli Ci na sformułowanie wniosku, iż masa płytki użytej w doświadczeniu zwiększyła się.

Zadanie 108.
Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, należy zauważyć, że w planowanym doświadczeniu na tlenek glinu podziałano mocną zasadą i mocnym kwasem. Zdający powinien znać przykłady tlenków amfoterycznych, ich zachowanie wobec mocnych zasad oraz mocnych kwasów, a wskazanie prawidłowych obserwacji potwierdza tę umiejętność. Zapis w formie jonowej równania reakcji Al_2O_3 z wodnym, stężonym roztworem wodorotlenku sodu i ze stężonym kwasem solnym potwierdza charakter amfoteryczny badanego tlenku.

Zadanie 109.
W reakcjach rozcieńczonego kwasu siarkowego(VI) z magnezem, żelazem i cynkiem powstają sole tych metali (siarczany(VI)) oraz wydziela się wodór. W przypadku wszystkich użytych w doświadczeniu metali schemat tej reakcji jest jednakowy:
$Me + H_2SO_4 \rightarrow MeSO_4 + H_2$
Oznacza to, że w reakcji każdego z tych 3 metali stosunek molowy metalu do kwasu i wydzielonego wodoru wynosi 1 : 1 : 1. Masy użytych do reakcji metali są jednakowe (równe 1 g). Należy obliczyć, ile moli każdego z tych metali znajduje się w 1 g metalu i odnieść ich wartości do objętości wydzielanego wodoru. Najwięcej wodoru wydzieli się w przypadku metalu, którego liczba moli była największa, a największą liczbę moli otrzymamy dla metalu o najmniejszej masie molowej, ponieważ obliczamy ją ze wzoru:
$$n = \frac{m}{M} = \frac{1\ \text{g}}{M}$$

Zadanie 110.
Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, należy porównać aktywność chemiczną wykorzystanych w doświadczeniu metali w reakcji z kwasem. Aktywność metali można odczytać z ich położenia w układzie okresowym lub z szeregu elektrochemicznego (aktywności) metali: metale są w nim uszeregowane według malejącej aktywności. Ponadto trzeba wiedzieć, że w reakcjach z kwasami metale są reduktorami, ponieważ oddają elektrony, co oznacza, że im łatwiej dany metal reaguje z kwasem, tym łatwiej oddaje elektrony, a więc jest silniejszym reduktorem. Najaktywniejszy metal jest zatem najsilniejszym reduktorem, a najmniej aktywny – najsłabszym.

Zadanie 111.
Z informacji wprowadzającej do zadania wynika, że chromit jest tworzony przez dwa rodzaje jonów: Fe^{2+} i $Cr_2O_4^{2-}$. Stopień utlenienia chromu wyznaczyć należy z anionu $Cr_2O_4^{2-}$, pamiętając, że suma stopni utlenienia pomnożonych przez wartości współczynników stechiometrycznych jest równa ładunkowi jonu. Zatem podpisujemy stopnie utlenienia, pamiętając, że stopień utlenienia tlenu w związkach tego typu wynosi –II i układamy równanie: $2x + 4(-II) = -2$, stąd obliczamy stopień utlenienia chromu: $2x = 6$, więc $x = 3$.

Zadanie 112.
Najpierw należy obliczyć zawartość chromitu w dostarczonej rudzie, wiedząc, że 20% stanowią zanieczyszczenia, zatem 80% stanowi czysty chromit. Obliczamy:
$80\% \cdot 280\ \text{t} = 0{,}8 \cdot 280\ \text{t} = 224\ \text{t}$
Następnie na podstawie równania reakcji układamy masowy stosunek stechiometryczny reagentów oraz obliczamy masę molową chromitu:
$$M_{FeCr_2O_4} = M_{Fe} + 2M_{Cr} + 4M_O = 1 \cdot 56\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} + 2 \cdot 52\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} + 4 \cdot 16\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} = 224\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Masa molowa koksu, czyli węgla, wynosi $M_C = 12\ g \cdot mol^{-1}$. Ze stosunku stechiometrycznego ustalonego na podstawie współczynników stechiometrycznych reagentów biorących udział w reakcji, której równanie jest podane w informacji:

$FeCr_2O_4 + 4C \rightarrow 2Cr + Fe + 4CO$

ustalamy, że stosunek liczby moli $n_{FeCr_2O_4} : n_C = 1 : 4$, stosunek masowy reagentów biorących udział w reakcji wynosi:

$$\frac{m_{FeCr_2O_4}}{m_C} = \frac{n_{FeCr_2O_4} \cdot M_{FeCr_2O_4}}{n_C \cdot M_C} = \frac{1\ mol \cdot M_{FeCr_2O_4}}{4\ mole \cdot M_C} = \frac{1\ mol \cdot 224\ g \cdot mol^{-1}}{4\ mole \cdot 12\ g \cdot mol^{-1}} = \frac{224}{48}$$

Widzimy, że masowy stosunek stechiometryczny reagentów z danych zadania jest taki sam: $m_{FeCr_2O_4} : m_C = 224\ t : 48\ t = 224 : 48$, co oznacza, że substraty zmieszano w stosunku stechiometrycznym i przereagują one całkowicie zgodnie z masowym stosunkiem stechiometrycznym, możemy zatem obliczyć masę chromu, który by otrzymano, gdyby wydajność reakcji wynosiła 100%:

$$\frac{m_{FeCr_2O_4}}{x} = \frac{n_{FeCr_2O_4} \cdot M_{FeCr_2O_4}}{n_{Cr} \cdot M_{Cr}} = \frac{1\ mol \cdot M_{FeCr_2O_4}}{2\ mole \cdot M_{Cr}} = \frac{1\ mol \cdot 224\ g \cdot mol^{-1}}{2\ mole \cdot 52\ g \cdot mol^{-1}} = \frac{224}{104} \Rightarrow$$

$$x = \frac{104 \cdot m_{FeCr_2O_4}}{224} = \frac{104 \cdot 224\ t}{224} = 104\ t$$

Tyle chromu otrzymałoby się przy wydajności wielkiego pieca równej 100%. Ponieważ wydajność procesu technologicznego jest mniejsza i wynosi 75%, w rzeczywistości otrzymujemy $75\% \cdot 104\ t = 78\ t$ chromu.

Zadanie 113.

Trzeba pamiętać, że kwas nieutleniający, w tym przypadku kwas solny, reaguje z metalami, dając sól i wodór, zatem produktem gazowym obu reakcji jest wodór. W pierwszym równaniu uwzględniamy powstanie soli, którą jest chlorek żelaza(II) i wodoru, a następnie, bilansując masy lub liczbę atomów poszczególnych pierwiastków, ustalamy stosunek stechiometryczny reagentów: $n_{Fe} : n_{HCl} : n_{FeCl_2} : n_{H_2} = 1 : 2 : 1 : 1$. Druga reakcja – żelaza z parą wodną – prowadzi do tlenku żelaza(II,III) Fe_3O_4 i wodoru. Kiedy wiemy, jakie są substraty i produkty tej reakcji, możemy zbilansować jej równanie, ustalając następne współczynniki stechiometryczne reagentów: $n_{Fe} : n_{H_2O} : n_{Fe_3O_4} : n_{H_2} = 3 : 4 : 1 : 4$.

Zadanie 114.

Reakcja wodnego roztworu soli żelaza(II) z mocną zasadą (wodny roztwór KOH) prowadzi do wytworzenia się osadu trudno rozpuszczalnego wodorotlenku żelaza(II). Reakcja ta przebiega bez zmiany stopnia utlenienia żelaza. Należy zapisać równanie tej reakcji w postaci cząsteczkowej: $FeCl_2 + 2KOH \rightarrow Fe(OH)_2 + 2KCl$, następnie w postaci jonowej, pamiętając, że osad wodorotlenku żelaza(II) jest trudno rozpuszczalny w wodzie, więc praktycznie nie dysocjuje na jony. Pozostałe związki są dobrze rozpuszczalne i dysocjują całkowicie, zatem zapisujemy je w postaci jonowej: $Fe^{2+} + 2Cl^- + 2K^+ + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2 + 2K^+ + Cl^-$, i po redukcji wyrazów podobnych występujących po obu stronach równania otrzymujemy zapis: $Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$. Możemy też dopisać strzałkę skierowaną w dół przy wzorze wodorotlenku żelaza(II), co oznacza wytrącanie się osadu tego wodorotlenku, ale nie jest to konieczne.

Zadanie 115.

Opisana reakcja przedstawia utlenianie wodorotlenku żelaza(II) do wodorotlenku żelaza(III) za pomocą nadtlenku wodoru. Skoro jon żelaza utlenia się z +II stopnia utlenienia do jonu

żelaza na +III stopniu utlenienia, należy zauważyć, że drugi z reagentów musi się redukować. Jeżeli reduktor się utlenia, a utleniacz redukuje, to nadtlenek wodoru musi mieć charakter utleniacza. W czasie reakcji atom tlenu z cząsteczki nadtlenku wodoru zmienia stopień utlenienia z –I na –II stopień utlenienia w anionie wodorotlenkowym. Gdyby wydzielał się gaz, w tym przypadku gazowy tlen, to zamiast redukcji następowałoby utlenienie do stopnia utlenienia równego 0, obie reakcje byłyby więc procesami utlenienia, co uniemożliwiałoby przebieg reakcji między tak dobranymi odczynnikami. Z tego powodu w czasie opisanej reakcji nie mogą się wydzielać pęcherzyki gazu, poprawne jest zatem jedynie ostatnie zdanie.

Zadanie 116.
Nadtlenek wodoru redukuje się do jonów OH^-. Ze względu na zasadowe środowisko, w którym przebiega reakcja, należy prowadzić bilans z zastosowaniem jonów OH^- oraz elektronów. Z bilansu masowego wynika, że należy dodać do strony prawej 2 mole jonów OH^-, a z bilansu ładunku – że należy dodać po lewej stronie równania 2 elektrony. Wodorotlenek żelaza(II) utlenia się do wodorotlenku żelaza(III). Ze względu na środowisko należy prowadzić bilans z zastosowaniem jonów OH^- oraz elektronów. Z bilansu masowego wynika, że należy dodać do strony lewej 1 mol jonów OH^-, a z bilansu ładunku – że należy po prawej stronie równania dodać 1 elektron.

Zadanie 117.
Należy ustalić, że w wyniku ogrzewania wodorotlenku żelaza(III) zachodzi rozkład tego wodorotlenku z wydzieleniem wody: $2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$. Tlenek żelaza(III) ma właściwości amfoteryczne. Celem ich potwierdzenia należy przeprowadzić reakcję z mocnym kwasem i zasadą, którymi są – wśród zaproponowanych odczynników – kwas solny o stężeniu 36,5% masowych i stężony gorący wodny roztwór wodorotlenku potasu.

Zadanie 118.
Należy zwrócić uwagę na spostrzeżenia zapisane przez uczniów, szczególnie zauważyć, że rozpuszczaniu produktu spalania sodu w tlenie towarzyszyło pienienie się, a więc powstawanie gazu. Nie jest to typowe dla reakcji z wodą tlenku metalu z grupy litowców lub berylowców, której produktem powinien być wyłącznie wodorotlenek. Fakt ten wskazuje na błędne wyciągniecie wniosku. Aktywność litowców wzrasta wraz z numerem okresu: sód jest tak reaktywny, że – spalany w tlenie – tworzy nadtlenek sodu o wzorze Na_2O_2, a nie „zwykły" tlenek Na_2O. Nadtlenek ten, reagując z wodą, daje wodorotlenek i gazowy tlen. Uczniowie pominęli ten fakt, i dlatego sformułowali błędny wniosek.

Zadanie 119.
W odpowiedzi należy uwzględnić fakt, że sód podczas spalania w tlenie daje nadtlenek sodu Na_2O_2, tak więc substratami reakcji są sód i tlen, a produktem – nadtlenek sodu. Następnie z bilansu masy ustalamy odpowiednie współczynniki stechiometryczne w równaniu reakcji.

Zadanie 124.
Aby obliczyć ciśnienie panujące w poduszce po kolizji samochodu, trzeba zauważyć 2 kwestie:
1) jedynym gazem, który wypełnił poduszkę, był azot wytworzony w reakcji rozkładu azydku sodu NaN_3,
2) ciśnienie gazu – jak to wynika z równania Clapeyrona – zależy od liczby moli gazu, temperatury i objętości, którą ten gaz zajmuje.
Musimy zatem obliczyć, ile moli azotu powstało w wyniku rozkładu 13,00 g azydku sodu, korzystając z podanego równania reakcji $2NaN_3 \rightarrow 2Na + 3N_2$. Wynika z niego, że:

$n_{N_2} = \frac{3}{2} n_{NaN_3} = \frac{3m_{NaN_3}}{2M_{NaN_3}}$. Obliczamy masę molową azydku sodu, podstawiamy do wyrażenia na liczbę moli azotu i obliczamy liczbę moli azotu (równą 0,3 mola). Mamy w ten sposób wszystkie wielkości potrzebne do obliczenia ciśnienia: liczbę moli i objętość gazu oraz temperaturę (tę wielkość trzeba wyrazić w kelwinach: T = (273,15 + 22,00) K = 295,15 K). Przekształcamy równanie Clapeyrona tak, aby otrzymać wyrażenie na ciśnienie i podstawiamy do niego dane, zaokrąglając wynik wyrażony w hPa do jedności:

$$pV = nRT \quad \Rightarrow \quad p = \frac{n_{NaN_3} RT}{V} = \frac{0{,}3 \text{ mol} \cdot 83{,}1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 295{,}15 \text{ K}}{12 \text{ dm}^3} = 613{,}17 \text{ hPa} \approx 613 \text{ hPa}$$

Zadanie 125.

Należy zwrócić uwagę na to, że reakcja spalania amoniaku w tlenie jest reakcją typu utleniania i redukcji. Zatem najłatwiej wykonać bilansowanie tego równania, stosując metodę bilansu elektronowego, zapisujemy poszczególne indywidua chemiczne z uwzględnieniem ich stopnia utlenienia:

proces utleniania: $2\overset{\text{-III}}{\text{N}} \rightarrow \overset{0}{\text{N}_2} + 6\text{e}^-$,

proces redukcji: $\overset{0}{\text{O}_2} + 4\text{e}^- \rightarrow 2\overset{\text{-II}}{\text{O}}$.

Następnie wyznaczamy najmniejszą wspólną wielokrotność liczby elektronów oddanych i pobranych, czyli liczby 6 i 4. Jest nią liczba 12. Mnożymy równanie procesu utleniania przez 2 (aby uzyskać 12 elektronów oddanych), a równanie procesu redukcji przez 3 (aby otrzymać 12 elektronów pobranych) i dodajemy stronami oba równania, otrzymując żądane współczynniki: $\left\{ \begin{array}{l} 4\overset{\text{-III}}{\text{N}} \rightarrow 2\overset{0}{\text{N}_2} + 12\text{e}^- \\ 3\overset{0}{\text{O}_2} + 12\text{e}^- \rightarrow 6\overset{\text{-II}}{\text{O}} \end{array} \right\}$. Po przekształceniu tego formalnego zapisu do postaci cząsteczkowej, otrzymujemy ostateczną formę cząsteczkową równania:

$4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_2O$.

Zadanie 126.

Aby poprawnie opisać zmiany możliwe do zaobserwowania w czasie doświadczenia, trzeba wykorzystać informacje przedstawione we wprowadzeniu oraz przeanalizować schemat zestawu, w którym doświadczenie wykonano. W kolbie I znajduje się czarna substancja stała – jest nim siarczek żelaza(II) – do którego dodawany jest kwas solny. Z informacji dowiadujemy się, że kwas solny reaguje z siarczkiem żelaza(II), w wyniku czego powstaje gazowy siarkowodór. Powinniśmy wiedzieć, że gaz ten jest bezbarwny. Możemy na tej podstawie sformułować opis zmian dokonujących się w kolbie I. W kolbie II znajduje się bezbarwny roztwór siarczanu(VI) cynku, do którego doprowadzany jest gazowy siarkowodór wydzielony w kolbie I. Z informacji do zadania wynika, że po wprowadzeniu siarkowodoru do roztworu zawierającego jony cynku zachodzi reakcja, w wyniku której wytrąca się biały osad siarczku cynku, dzięki czemu możemy przewidzieć zmiany możliwe do zaobserwowania w kolbie II.

Zadanie 127.

Zadanie można rozwiązać różnymi metodami: wyprowadzając wyrażenie na objętość siarkowodoru za pomocą wielkości danych (*I sposób*) lub wykonując kolejne etapy rozwiązania z wykorzystaniem proporcji (*II sposób*). Niezależnie jednak od wybranej metody, każde rozwiązanie wykorzystuje założenie, że objętość molowa gazu jest wielkością stałą

w danych warunkach temperatury oraz ciśnienia i nie zależy od rodzaju gazu. W warunkach normalnych wynosi ona 22,4 $dm^3 \cdot mol^{-1}$. Jeżeli obliczymy, ile moli H_2S powstało w reakcji, będziemy mogli obliczyć jego objętość. W każdym rozwiązaniu trzeba także uwzględnić to, że ilość wydzielonego siarkowodoru zależy od ilości użytego kwasu (przy nadmiarze FeS), a zależność tę określa równanie reakcji $FeS(s) + 2\mathbf{HCl}(aq) \rightarrow FeCl_2(aq) + \mathbf{H_2S}(g)$ podane w *informacji do zadań*. W równaniu wytłuszczono wzory tych substancji, o których ilości informacje zostały podane w treści zadania (HCl) lub stanowią wielkość szukaną (H_2S). Z równania reakcji odczytujemy, że w wyniku reakcji 2 moli HCl powstaje 1 mol H_2S, a więc liczba moli otrzymanego H_2S jest 2 razy mniejsza od liczby moli HCl. Dzięki temu, mając liczbę moli HCl, możemy obliczyć liczbę moli i objętość H_2S. Liczbę moli HCl obliczymy, wiedząc, jaka objętość kwasu solnego (czyli roztworu HCl) o danym stężeniu molowym została użyta w reakcji.

Zadanie 128.
Zadanie można rozwiązać różnymi sposobami, ale podstawą każdego z nich jest zauważenie, że do obliczenia stężenia molowego jonów cynku w badanym roztworze potrzebna jest informacja o liczbie moli tych jonów w znanej objętości roztworu (50 cm^3). Ponieważ dana jest masa tlenku cynku ZnO otrzymanego w wyniku dwóch kolejnych reakcji chemicznych, trzeba także wykorzystać ich równania, co pozwoli powiązać ilość ZnO z ilością Zn^{2+}. Równania te podano w informacji do wiązki zadań:

$\mathbf{Zn^{2+}} + H_2S \rightarrow \mathbf{ZnS}\downarrow + 2H^+$ oraz $2\mathbf{ZnS} + 3O_2 \rightarrow 2\mathbf{ZnO} + 2SO_2\uparrow$

Wynika z nich, że liczba moli otrzymanego ZnO jest równa liczbie moli Zn^{2+} obecnych w danej objętości roztworu, dlatego, obliczając liczbę moli ZnO, otrzymamy liczbę moli Zn^{2+}. Objętość roztworu i zawarta w niej liczba moli jonów cynku to 2 wielkości konieczne i wystarczające do tego, aby obliczyć stężenie molowe. Trzeba przy tym pamiętać, że jednostką stężenia molowego jest $mol \cdot dm^{-3}$, dlatego objętość wyrażoną w cm^3 należy przeliczyć na dm^3.

Zadanie 133.
Do rozwiązania tego zadania konieczna jest wnikliwa analiza tekstu zawartego w informacji do zadań. Zauważ, że izomerem, który stanowi uboczny produkt reakcji eliminacji bromowodoru z 2-bromobutanu, jest alken o wzorze $CH_2{=}CHCH_2CH_3$, czyli but-1-en. W przypadku alkenów izomeria *cis-trans* nie występuje, gdy do któregokolwiek z atomów węgla połączonych wiązaniem podwójnym przyłączone są 2 takie same podstawniki (lub 2 atomy wodoru). Tak więc but-1-en nie tworzy izomerów *cis-trans*.

Zadanie 134.
Jeżeli proces chemiczny przebiega przez kilka etapów o różnej wydajności, to jego całkowita wydajność jest iloczynem wydajności wszystkich reakcji pośrednich. Opisany powyżej proces składa się z III etapów (reakcji) o wydajności W_I, W_{II}, W_{III}. Aby określić wydajność całego procesu, trzeba pomnożyć wydajności tych etapów.

Zadanie 135.
Rozwiązanie zadania polega na napisaniu równań reakcji na podstawie podanego w *informacji do zadań* ciągu przemian. Zwrócić uwagę, że zgodnie z poleceniem do zadania w równaniach reakcji trzeba zastosować wzory półstrukturalne (grupowe) związków organicznych. Dokładna analiza schematu pozwoli Ci na ustalenie wzorów większości reagentów, a znajomość właściwości związków chemicznych niewątpliwie ułatwi

rozwiązanie zadania. Pamiętaj, że zawsze po zapisaniu wzorów substratów i produktów trzeba dokonać bilansu masy i dobrać współczynniki stechiometryczne.

Zadanie 136.
Aby rozwiązać zadanie, konieczne jest skorzystanie z *informacji do zadań*. Musisz zwrócić uwagę na stechiometrię przemiany i zauważyć (lub zapisać równanie reakcji przemiany I), że z 1 mola karbidu powstaje 1 mol acetylenu: $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + C_2H_2$.
Rozwiązując zadanie, musisz wykorzystać informację, że użyty do reakcji karbid zawierał 20% zanieczyszczeń i następnie obliczyć masę czystego karbidu ($m_{karbidu}$ = 800 g). Korzystając ze stechiometrii reakcji, możesz zapisać zależność, np. proporcję, której rozwiązanie pozwoli na obliczenie objętości acetylenu, przy założeniu, że przemiana przebiegła z wydajnością równą 100%. W *informacji do zadań* oraz w poleceniu do zadania umieszczona jest adnotacja, że reakcja przebiegła z wydajnością równą 85%. Należy więc obliczyć objętość wydzielonego gazu przy podanej w zadaniu wydajności (*I sposób*). Podczas rozwiązywania zadania pamiętaj o poprawnym zaokrąglaniu wyników pośrednich i wyniku końcowego oraz o podaniu wyniku z odpowiednią jednostką. Pamiętaj także, że rozwiązanie zadania każdą inną poprawną metodą zostanie ocenione pozytywnie.

Zadanie 137.
a)
Do rozwiązania zadania musisz wykorzystać *informację do zadań* i ustalić, że związkiem organicznym powstałym w wyniku przemiany I jest acetylen (C_2H_2). Z informacji poprzedzającej polecenie do zadania wynika, że podczas reakcji acetylenu z wodorem otrzymano związek należący do szeregu homologicznego o wzorze ogólnym C_nH_{2n}. Oznacza to, że powstały związek jest alkenem (C_2H_4). Następnie zgodnie z poleceniem musisz zapisać równanie reakcji całkowitego spalania etenu. Aby poprawnie zapisać równanie reakcji, musisz wiedzieć, że produktami reakcji całkowitego spalania związku organicznego (etenu) są tlenek węgla(IV) i para wodna. Pamiętaj, że zawsze po zapisaniu wzorów substratów i produktów musisz dokonać bilansu masy i dobrać współczynniki stechiometryczne.
b)
Aby poprawnie rozwiązać zadanie, musisz przypomnieć sobie, że 1 mol cząsteczek każdej substancji to ta sama liczba cząsteczek (stała Avogadra). Musisz także wiedzieć, że ta sama liczba cząsteczek różnych gazów, w stałych warunkach zewnętrznych, zajmuje tę samą objętość (prawo Avogadra). Masz prawo wnioskować, że 1 mol cząsteczek każdego gazu zajmuje w stałych warunkach zewnętrznych tę samą objętość. Podając liczność materii (w molach) w reakcjach z udziałem gazów, podajesz równocześnie objętość każdego z reagentów. I tak w przypadku reakcji zilustrowanej równaniem:

$$C_2H_4\,(g) + 3O_2\,(g) \rightarrow 2CO_2\,(g) + 2H_2O\,(g)$$

można nie tylko stwierdzić, że 1 mol C_2H_4 i 3 mole O_2 ulegają przemianie do 2 moli CO_2 i 2 moli H_2O, ale także, że 1 objętość C_2H_4 i 3 objętości O_2 ulegają przemianie do 2 objętości CO_2 i 2 objętości H_2O. Kontynuując rozwiązanie zadania, musisz skorzystać ze stechiometrii reakcji i na tej podstawie ustalić objętość reagentów reakcji (zgodnie z poleceniem). Zwróć uwagę, że z informacji do podpunktu b) zadania wynika, że spaleniu uległo 0,2 dm^3 związku X, czyli etenu.

Zadanie 138.
Do rozwiązania zadania musisz wykorzystać *informację do zadań* i ustalić, że związkiem organicznym powstałym w wyniku przemiany I jest acetylen (C_2H_2). W cząsteczce etynu (acetylenu) atomy węgla przyjmują strukturę liniową, właściwą dla hybrydyzacji *sp*. Oprócz 2 orbitali zhybrydyzowanych występują tutaj 2 orbitale niezhybrydyzowane. Zauważ,

iż w cząsteczce acetylenu obecne są następujące wiązania: 1 wiązanie *sp-sp-σ* pomiędzy atomami węgla, 2 wiązania *s-sp-σ* pomiędzy atomami węgla i atomami wodoru oraz 2 wiązania *p-p-π* pomiędzy atomami węgla.

Zadanie 139.

Do rozwiązania zadania musisz wykorzystać *informację do zadań* i ustalić, że związkiem organicznym powstałym w wyniku przemiany II jest związek o wzorze CH_3CHO. Aby zadanie zostało rozwiązane poprawnie, musisz przypomnieć sobie zasady tworzenia nazw systematycznych aldehydów. W omawianym przypadku tworzenie nazwy systematycznej będzie polegało na dodaniu do rdzenia nazwy macierzystego węglowodoru przyrostka *-al*. Zgodnie z poleceniem do zadania, oprócz podania nazwy systematycznej aldehydu, należy także określić formalne stopnie utlenienia wszystkich atomów węgla w jego cząsteczce. W związkach organicznych stopnie utlenienia ustala się osobno dla każdego atomu węgla i związanych z nim atomów innych pierwiastków.

Zadanie 140.

Do rozwiązania zadania musisz wykorzystać *informację do zadań* i ustalić, że związkiem organicznym powstałym w wyniku przemiany III jest związek o wzorze CH_3COOH. Następnie na podstawie podanej w poleceniu do zadania nazwy estru (metanian metylu) musisz napisać wzór sumaryczny tego związku i porównać go ze wzorem sumarycznym kwasu etanowego (octowego). W omawianym przypadku wzory te są identyczne, dlatego związki są izomerami.

Zadanie 141.

a)

Rozwiązując tę część zadania, warto przypomnieć, że etan to węglowodór nasycony i w reakcji z chlorem ulega reakcji podstawienia (substytucji). Atom wodoru zostaje zastąpiony atomem chloru. Reakcję prowadzono z nadmiarem chloru aż do całkowitego zastąpienia wszystkich atomów wodoru znajdujących się w etanie. Powstał związek o wzorze: $CCl_3{-}CCl_3$.

b)

Reakcja przebiegała w obecności światła, które powoduje rozbicie cząsteczki chloru na atomy chloru, które są rodnikami (mają niesparowany elektron, ponieważ atom chloru ma nieparzystą liczbę elektronów): $Cl_2 \xrightarrow{\text{światło}} 2Cl\bullet$ (kropka symbolizuje niesparowany elektron). Omawiana reakcja jest reakcją substytucji o mechanizmie rodnikowym. Wolne rodniki są nietrwałe, bo z powodu obecności pojedynczych elektronów bardzo łatwo i szybko podlegają dalszym przemianom.

c)

Aby określić liczbę cząsteczek użytych do reakcji całkowitego chlorowania etanu, należy zauważyć, że na 1 mol etanu przypada 6 moli chloru. 1 mol substancji zawiera liczbę Avogadra cząstek, czyli $6{,}023 \cdot 10^{23}$, stąd do reakcji użyto $6 \cdot 0{,}1 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23}$ cząsteczek chloru.

Zadanie 142.

a)

W informacji podano wzory półstrukturalne związków organicznych zaliczanych do alkanów, cykloalkanów, alkenów i alkinów. Na tej podstawie można wyprowadzić wzór sumaryczny każdego węglowodoru, a potem wzór ogólny grupy związków.

alkan	cykloalkan	alken	alkin
C_3H_8	C_3H_6	C_3H_6	C_3H_4
C_nH_{2n+2}	C_nH_{2n}	C_nH_{2n}	C_nH_{2n-2}

Z podanego zestawienia wynika, że wzór C_nH_{2n} mają cykloalkany i alkeny, do których należą związki oznaczone numerami I i III, są to propen i cyklopropan. Związki te są izomerami konstytucyjnymi, bo mając ten sam wzór sumaryczny, różnią się budową. Reakcjami charakterystycznymi dla związków organicznych nasyconych są reakcje substytucji, dla związków nienasyconych charakterystyczne są reakcje addycji.

b)

Związek II czyli propyn ulega reakcjom addycji (przyłączania). Reakcja addycji zachodzi kosztem wiązania potrójnego, końcowy produkt jest związkiem nasyconym. Przyłączenie cząsteczek wody do cząsteczek propynu w obecności soli rtęci i kwasu siarkowego(VI) prowadzi do otrzymania ketonu, w tym wypadku do propanonu o wzorze CH_3COCH_3.

c)

Wiedząc, do jakiej grupy węglowodorów należą poszczególne związki i jakie reakcje są dla nich charakterystyczne, można stwierdzić, czy podane zdania są prawdą, czy fałszem. Addycja wodoru do węglowodorów nienasyconych prowadzi do powstania alkanu. Cząsteczka propenu ma 1 wiązanie podwójne i może przyłączyć tylko 1 cząsteczkę wodoru. Cząsteczka propynu ma wiązanie potrójne, może więc przyłączyć 2 cząsteczki wodoru, a przyłączając tylko 1, przekształci się w propen, a nie propan. Propen ulega utlenieniu, dając alkohol dihydroksylowy. Całkowite spalanie węglowodorów prowadzi do otrzymania tlenku węgla(IV) i wody. Najwięcej cząsteczek wody powstanie ze spalenia węglowodoru, którego cząsteczka zawiera największą liczbę atomów wodoru, a więc propanu, a nie cyklopropanu. Przebieg reakcji spalania ilustrują poniższe równania:

$C_3H_8 + 5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 4H_2O$

$C_3H_6 + 4{,}5O_2 \rightarrow 3CO_2 + 3H_2O$

$C_3H_4 + 4O_2 \rightarrow 3CO_2 + 2H_2O$

Zadanie 143.

Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, należy przeanalizować budowę cząsteczek użytych w doświadczeniu związków i wynikające z niej właściwości tych związków. Spośród nich tylko metan nie reaguje z chlorowodorem (pamiętamy, że jest to związek mało reaktywny). Pozostałe 2 związki – etyn i metyloamina – z chlorowodorem będą reagować. Etyn o wzorze CH≡CH jest węglowodorem nienasyconym, w jego cząsteczkach między atomami węgla występuje wiązanie potrójne, co uzdalnia etyn do udziału w reakcjach addycji. Po przyłączeniu 1 cząsteczki chlorowodoru do cząsteczki etynu powstanie związek nienasycony o wzorze CH_2=CHCl, a po przyłączeniu kolejnej cząsteczki – związek nasycony o wzorze CH_3–$CHCl_2$ (pamiętamy o tym, że kolejny atom wodoru przyłącza się do atomu węgla „bogatszego w wodór"). W przypadku metyloaminy zdolność do reagowania z chlorowodorem wynika z faktu, że atom azotu grupy aminowej $–NH_2$ ma wolną parę elektronową i stanowi ujemny biegun cząsteczki, może więc oderwać proton od cząsteczki chlorowodoru. Powstają wówczas jony $CH_3–NH_3^+$ i $Cl^–$, tworzące związek jonowy o wzorze $CH_3–NH_3^+Cl^–$, czyli chlorowodorek metyloaminy.

Zadanie 148.

W celu udzielenia poprawnej odpowiedzi należy dokonać analizy schematu doświadczenia. Trzeba również przypomnieć sobie, jakie właściwości chemiczne mają alkohole – należy wiedzieć, że alkohole pierwszorzędowe utleniają się do aldehydów lub kwasów karboksylowych, a alkohole drugorzędowe utleniają się do ketonów. Alkohole trzeciorzędowe

nie ulegają działaniu większości utleniaczy. W probówce I nie zaobserwowano objawów reakcji, a więc należy wywnioskować, że do probówki I dodano alkohol trzeciorzędowy. Roztwór w probówce II zmienił barwę z pomarańczowej na zielononiebieską, a u wylotu tej probówki wyczuwalny był zapach octu. Należy stwierdzić, że alkohol utlenił się i powstał kwas octowy. Kwas ten mógł powstać w wyniku utlenienia pierwszorzędowego etanolu o wzorze CH_3CH_2OH. Do probówki III dodano więc alkohol drugorzędowy – dodatkowo wiadomo, że w probówce tej zaszła reakcja chemiczna. Spośród podanych wzorów alkoholi wybierz wzory alkoholi pierwszo-, drugo- i trzeciorzędowych i uzupełnij podane zdania.

Zadanie 149.

a)

Rozwiązanie zadania wymaga analizy podanej informacji. Grupa −OH jako podstawnik pierwszego rodzaju kieruje następny podstawnik w reakcji substytucji elektrofilowej w położenie *orto* i *para*. Położenie *orto* oznacza, że podstawniki leżą obok siebie, czyli w pozycji 1 i 2; w położeniu *para* podstawniki leżą naprzeciw siebie, czyli w pozycji 1 i 4. Związkiem, który spełnia ten warunek, jest związek oznaczony numerem I.

b)

Na podstawie przeprowadzonych reakcji można stwierdzić, że fenol, reagując z wodorotlenkiem sodu (reakcja I), tworzy sól, wykazuje więc właściwości kwasowe. Jest to 1. wniosek. W reakcji II fenolan sodu (sól powstała w reakcji I) pod wpływem tlenku węgla(IV) i wody daje ponownie fenol i węglan sodu. Jeżeli fenol został wyparty ze swojej soli przez słaby kwas węglowy ($CO_2 + H_2O$), oznacza, że jest on kwasem słabszym od niego. Wniosek 2. można sformułować: fenol jest kwasem słabszym niż kwas węglowy.

Zadanie 150.

a)

Aby rozwiązać zadanie, należy przeanalizować podany schemat. Ogrzewanie alkoholu w obecności tlenku glinu prowadzi do powstania alkenu. Alken w reakcji z bromem daje dibromoalkan, a w reakcji alkenu z bromowodorem powstaje bromoalkan. Dibromoalkan, ulegając hydrolizie w środowisku zasadowym, przechodzi w alkohol dihydroksylowy. Związkiem III jest więc 1,2-dibromopropan o wzorze $CH_2Br–CHBr–CH_3$, a związkiem IV 2−bromopropan o wzorze $CH_3–CHBr–CH_3$.

b)

Aby określić typ reakcji, warto przypomnieć, że reakcja substytucji polega na podstawieniu atomu w cząsteczce przez inny atom, a reakcja addycji polega na przyłączeniu cząsteczki, np. HBr, Br_2, H_2O, do atomów węgla połączonych wiązaniami wielokrotnymi, zaś reakcja eliminacji polega na oderwaniu od cząsteczki 2 atomów lub grup funkcyjnych, w wyniku czego związek staje się nienasycony. Analizując schemat, można zauważyć, że reakcja 1. jest reakcją eliminacji, propan-2-ol w podanych warunkach przechodzi w propen. Reakcja 5. to reakcja substytucji, ponieważ 2-bromopropan przekształca się w propan-2-ol. Nastąpiła wymiana atomu bromu na grupę hydroksylową.

c)

Aby napisać równanie reakcji oznaczonej na schemacie numerem 5., trzeba zidentyfikować związek organiczny IV, który bierze w niej udział, a jej produktem jest propan-2-ol. Związek IV powstaje w wyniku reakcji związku II z bromowodorem. Jak zauważyliśmy wcześniej, związek II powstaje w wyniku eliminacji cząsteczki wody z cząsteczki propan-2-olu, jest nim więc propen o wzorze $CH_3–CH=CH_2$. Jego cząsteczki są zdolne do addycji cząsteczek HBr. Głównym produktem tej reakcji jest 2-bromopropan o wzorze $CH_3–CHBr–CH_3$. Związek ten ulega zasadowej hydrolizie, w której wyniku następuje wymiana atomu bromu na grupę hydroksylową i powstaje propan-2-ol. Ponieważ reakcja zachodzi w wodnym roztworze

wodorotlenku, jej nieorganicznym produktem ubocznym jest sól, np. jeżeli użyjemy wodorotlenku sodu, równanie reakcji 5. będzie miało następującą postać:

$CH_3CH(Br)CH_3 + NaOH \xrightarrow{woda} CH_3CH(OH)CH_3 + NaBr$

Zadanie 151.

Z przedstawionego schematu równania wynika, że chrom z VI stopnia utlenienia w jonie $Cr_2O_7^{2-}$ przechodzi na III stopień w jonie Cr^{3+}, więc jest utleniaczem, zaś reduktorem jest $CH_3CH(OH)CH_3$, ponieważ drugi atom węgla w cząsteczce tego związku ma stopień utlenienia równy 0, a w cząsteczce powstałego związku o wzorze CH_3COCH_3 ma stopień utlenienia równy II. Ponadto widzimy, że reakcja zachodzi w środowisku kwasowym, a jej produktem ubocznym jest woda. Jon $Cr_2O_7^{2-}$ ulega procesowi redukcji, pobierając elektrony. Związek $CH_3CH(OH)CH_3$ ulega procesowi utlenienia, oddając elektrony:

$Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O \quad | \cdot 1$

$CH_3CH(OH)CH_3 \rightarrow CH_3COCH_3 + 2H^+ + 2e^- \quad | \cdot 3$

Liczba pobranych elektronów musi być równa liczbie oddanych elektronów, dlatego drugie równanie musimy pomnożyć przez 3. Uzyskane w równaniach procesu utleniania i procesu redukcji współczynniki stechiometryczne należy wpisać do podanego schematu reakcji.

Zadanie 152.

Alkohole, których wzory podano w informacji wstępnej, są względem siebie izomerami o różnej rzędowości i różnym rozgałęzieniu łańcucha węglowego. Mają takie same wzory sumaryczne, to znaczy, że ich cząsteczki mają jednakowy skład C_4H_9OH, ale inną budowę: różnią się kształtem szkieletu węglowego i położeniem grupy hydroksylowej –OH. W związku z tym zdanie 1. jest fałszywe: alkohole te nie są homologami, tylko izomerami. Zdanie 2. jest prawdziwe. Alkohol, którego wzór oznaczono numerem II, jest alkoholem drugorzędowym, ponieważ grupa –OH połączona jest z drugorzędowym atomem węgla, czyli takim, który związany jest z 2 atomami węgla. W zdaniu 3. podano błędnie stopień utlenienia atomu węgla połączonego z grupą –OH dla związku I i III: w cząsteczce związku I podano I, a powinno być –I, zaś w cząsteczce związku III stopień utlenienia atomu węgla połączonego z grupą –OH wynosi I, a nie –I.

Zadanie 153.

Rozwiązanie zadania polega na dobieraniu w każdym zdaniu właściwego uzupełnienia, zgodnego z właściwościami alkoholi oznaczonych numerami I, II i III. W zdaniu 1. jest badana znajomość otrzymywania alkoholi pierwszorzędowych z odpowiednich chloropochodnych alkanów: w reakcji takiej grupa –OH zajmuje miejsce atomu chlorowca. W zdaniu 2. należy wskazać *butanon*, ponieważ produktem utleniania alkoholu drugorzędowego jest keton, zaś w zadaniu 3. prawidłowe uzupełnienie to *nie ulega* zgodnie z tym, że trzeciorzędowy alkohol nie ulega utlenieniu przez tlenek miedzi(II).

Zadanie 154.

a)

Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, trzeba wiedzieć, że zastosowany w doświadczeniu utleniacz – tlenek miedzi(II) – jest słabym utleniaczem, który utlenia tylko alkohole pierwszorzędowe i drugorzędowe. Reakcji tej nie ulegają alkohole trzeciorzędowe. Ponadto trzeba wiedzieć, że tlenek miedzi(II), tworzący czarny nalot na powierzchni miedzianego drutu, w reakcji z alkoholami pierwszo- i drugorzędowymi redukuje się do miedzi. Metal ten ma barwę różowoczerwoną. Wiadomości te pozwalają sformułować poprawne obserwacje dotyczące przedstawionego doświadczenia.

b)
Alkohol, którego wzór oznaczono numerem I, jest alkoholem pierwszorzędowym, natomiast alkohol, którego wzór oznaczono numerem II, jest alkoholem drugorzędowym. Oba alkohole w reakcji z CuO ulegają utlenieniu, przy czym produkt tego utlenienia zależy właśnie od rzędowości alkoholu. Alkohole pierwszorzędowe utleniają się do aldehydów, zaś alkohole drugorzędowe utleniają się do ketonów. Nazwę aldehydu tworzy się z nazwy węglowodoru przez dodanie przyrostka *-al*. Nazwę ketonu (w cząsteczkach ketonów grupa karbonylowa =CO jest fragmentem łańcucha węglowego) tworzy się przez dodanie do nazwy węglowodoru przyrostka *-on*. Najdłuższy łańcuch, w którym znajduje się grupa ketonowa, jest łańcuchem macierzystym, a numerowanie rozpoczyna się od tego końca łańcucha węglowego, od którego jest najbliżej do karbonylowego atomu węgla (czyli atomu węgla tworzącego grupę ketonową).
c)
Alkohole mają właściwości redukujące, czyli się utleniają. Produkty utleniania zależą od rzędowości alkoholi. Alkohole pierwszorzędowe utleniają się do aldehydów, a alkohole drugorzędowe utleniają się do ketonów. Należy zwrócić uwagę, że omawiany w zadaniu alkohol jest alkoholem drugorzędowym, więc w reakcji z tlenkiem miedzi(II) daje keton, którego cząsteczki zawierają grupę ketonową =CO, oraz miedź i wodę. W odpowiedzi do zadania należy zapisać równanie tej reakcji, stosując wzory półstrukturalne.

Zadanie 159.
Warunkiem poprawnego rozwiązania zadania jest znajomość próby Tollensa. W próbie tej wykrywa się w związku chemicznym obecność grupy aldehydowej, która utleniana jonami Ag^+ przekształca się w grupę karboksylową przy równoczesnej redukcji Ag^+ do Ag^0. Jon Ag^+ występuje w roztworze jako kompleks diaminasrebra, w uproszczeniu przedstawiany jako Ag_2O. Następnie należy zapisać równanie tej reakcji. Reakcja oznaczona w podanym schemacie numerem I jest reakcją halogenopochodnych węglowodorów – w tym wypadku chloropochodnych węglowodorów – z wodnym roztworem wodorotlenku sodu i prowadzi do wymiany halogenu (chloru) na grupę hydroksylową, w wyniku czego powstaje alkohol. Oznacza to, że atom chloru został podstawiony grupą hydroksylową, jest to więc reakcja podstawienia, czyli substytucji.

Zadanie 164.
Należy stwierdzić, że bezbarwny gaz powstający w wyniku reakcji zachodzącej w probówce II to tlenek węgla(II). Wiadomo, że tlenek ten ulega spalaniu do tlenku węgla(IV). Trzeba wiedzieć, że CO_2 rozpuszcza się w wodzie i reaguje z nią. Zachodzi wówczas proces zilustrowany równaniem: $CO_2 + H_2O \rightleftarrows H^+ + HCO_3^-$. Nie obserwujemy wtedy zmętnienia roztworu. Tlenek węgla(IV) wykrywamy za pomocą wody wapiennej (nasyconego wodnego roztworu wodorotlenku wapnia), która pod jego wpływem mętnieje, bo powstaje osad węglanu wapnia.

Zadanie 165.
W celu rozwiązania zadania musisz wykonać odpowiednie obliczenia, na podstawie których będzie można przeprowadzić doświadczenie opisane w *informacji do zadań*. Aby rozwiązać zadanie, trzeba znać definicję stężenia procentowego roztworu i wiedzieć, na czym polega rozcieńczanie roztworu. Musisz wykonać obliczenia związane z rozcieńczaniem roztworów oraz zaplanować doświadczenie pozwalające otrzymać roztwór o zadanym stężeniu procentowym. W pierwszej kolejności oblicz masę kwasu octowego znajdującego się w roztworze o stężeniu 10% masowych, czyli masę substancji rozpuszczonej ($m_s = 20$ g). Masę kwasu octowego obliczamy ze wzoru (*I sposób*) lub z proporcji (*II sposób*) lub

podajemy bez obliczeń na podstawie definicji stężenia procentowego. Następnie, pamiętając, że masa kwasu octowego w roztworze o stężeniu 10% (przed rozcieńczeniem) jest taka sama, jak w roztworze o stężeniu 6% (po rozcieńczeniu), obliczamy masę roztworu otrzymanego po rozcieńczeniu. Masę roztworu o stężeniu 6% (m_{r2} = 333,3 g) obliczamy ze wzoru (*I sposób*) lub z proporcji (*II i III sposób*). Na koniec należy obliczyć masę dodanej wody (m_w = 133,3 g) jako różnicę masy roztworu po rozcieńczeniu (m_{r2} = 333,3 g) i masy roztworu przed rozcieńczeniem (m_{r1} = 200 g). Należy przyjąć poprawne zaokrąglenia wyników pośrednich i wyniku końcowego oraz pamiętać o podaniu wyniku z odpowiednią jednostką. Pamiętaj, że wynik zależy od przyjętych zaokrągleń.

Zadanie 166.
Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, musisz podać (w odpowiedniej kolejności) opis wszystkich czynności wykonanych podczas doświadczenia, którego celem było otrzymanie roztworu kwasu octowego o stężeniu 6% masowych z roztworu o stężeniu 10%. Aby rozwiązać zadanie, trzeba znać definicję stężenia procentowego roztworu i wiedzieć, na czym polega rozcieńczanie roztworu. Rozcieńczenie wodnego roztworu kwasu octowego polega na dodaniu do niego wody (kwas nie jest stężony, więc można dodać wodę do kwasu) lub na dodaniu roztworu kwasu do wody. Wykonując doświadczenie, musimy wiedzieć, ile gramów wody należy dodać do 200 g roztworu o stężeniu 10%, aby otrzymać roztwór o stężeniu 6%. Znając masę roztworu o stężeniu 10%, można obliczyć masę kwasu octowego i dalej – masę roztworu o stężeniu 6% oraz masę dodanej wody. W pierwszej kolejności musisz wykonać czynności pozwalające odważyć określoną masę wody, a więc zważyć pustą zlewkę, dodać do pustej zlewki taką masę wody destylowanej, aby masa zlewki z wodą zwiększyła się o 133,3 g. Kolejny etap doświadczenia polega na dodaniu do zlewki z roztworem kwasu octowego o stężeniu 10% masowych odpowiedniej ilości wody lub na dodaniu do zlewki ze 133,3 g wody destylowanej roztworu kwasu octowego o stężeniu 10% masowych. Na koniec należy powstały roztwór wymieszać szklaną bagietką.

Zadanie 167.
Aby rozwiązać zadanie, trzeba znać definicję stężenia procentowego i molowego roztworu. Trzeba też umieć przeliczać stężenie procentowe na molowe. Podane jest stężenie procentowe dwóch roztworów oraz ich gęstość. Ponieważ te same czynności wykonujemy dla obydwu roztworów, wskazówki dotyczące obliczenia stężenia molowego podane zostaną tylko dla jednego z nich. W pierwszej kolejności musisz ujednolicić jednostki. W tym celu przelicz gęstość roztworu (1,0121 $g \cdot cm^{-3}$ = 1012,1 $g \cdot dm^{-3}$). Następnie, korzystając z układu okresowego pierwiastków chemicznych (zestaw *Wybrane wzory i stałe fizykochemiczne na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki)*, oblicz masę molową kwasu octowego (M = 60 $g \cdot mol^{-1}$). Kolejnym etapem może być wyprowadzenie wzoru, na podstawie którego przeliczamy stężenie procentowe i molowe roztworu ($c_m = \frac{c_p \cdot d}{M \cdot 100\%}$). Dalej, podstawiając do wzoru (wyprowadzonego lub zapamiętanego – nie musimy wzoru wyprowadzać) wartości stężenia procentowego, gęstości roztworu, masy molowej kwasu octowego, oblicz stężenie molowe (1,687 $mol \cdot dm^{-3}$ dla roztworu o stężeniu 10,00% i 1,007 $mol \cdot dm^{-3}$ dla roztworu o stężeniu 6,00%; *I sposób*). Inna metoda rozwiązania tego zadania jest następująca (*II sposób*): po przeliczeniu gęstości roztworu i wyznaczeniu masy molowej kwasu octowego, oblicz objętość roztworu jako iloraz masy roztworu (można wyliczyć lub przepisać wartość obliczoną w poprzednim zadaniu) i gęstości (V_r = 0,1976 dm^3 dla roztworu o stężeniu 10,00% i 0,331 dm^3 dla roztworu o stężeniu 6%). Następnie, mając już wszystkie dane, oblicz stężenie

molowe, podstawiając dane do odpowiedniego wzoru ($c_m = \frac{m}{M \cdot V_r}$). Należy przyjąć poprawne zaokrąglenia wyników pośrednich i wyniku końcowego oraz pamiętać o podaniu wyniku z odpowiednią jednostką. Pamiętaj, że wynik zależy od przyjętych zaokrągleń.

Zadanie 176.

a)

Wypełnienie tabeli wymaga znajomości teorii protonowej Brønsteda. Według tej teorii kwas, to substancja zdolna do oddawania protonów, czyli donor protonów. Zasada, to substancja zdolna do pobierania protonów, czyli akceptor protonów. W każdej reakcji występuje kwas i zasada ze sobą sprzężone.

Dlatego jon o wzorze $CH_3–CH(NH_3^+)–COO^-$ jest kwasem, jon $CH_3–CH(NH_2)–COO^-$ jest zasadą. Drugą sprzężoną parę kwas-zasada stanowią H_2O i OH^-, kwasem jest H_2O jako dawca protonu, a zasadą jest OH^-, bo przyjmuje proton.

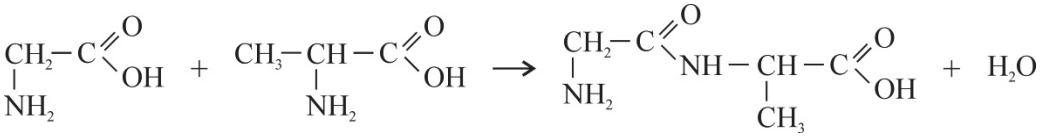
b)

Alanina to aminokwas, w jej cząsteczce obecne są 2 grupy funkcyjne: karboksylowa i aminowa. Wykazuje właściwości amfoteryczne, reaguje z kwasami i zasadami. Aby rozwiązać tę część zadania, odczytujemy wartość punktu izoelektrycznego alaniny z zestawu *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*. Wynosi ona 6,11. W roztworze o takim pH alanina przyjmuje postać jonu obojnaczego $CH_3–CH(NH_3^+)–COO^-$, w roztworach o pH > 6,11 alanina będzie występować w postaci anionu $CH_3–CH(NH_2)–COO^-$, a w roztworach o pH < 6,11 – w postaci kationu $CH_3–CH(NH_3^+)–COOH$. Dlatego w roztworze o pH > 7 alanina ma postać:

$CH_3–CH(NH_2)–COO^-$, a w roztworze o pH < 5 postać: $CH_3–CH(NH_3^+)–COOH$.

c)

Zapis sekwencji aminokwasów w cząsteczce dipeptydu Gly-Ala wskazuje, że pierwszym aminokwasem jest glicyna (Gly), drugim alanina (Ala). Oznacza to, że grupa karboksylowa glicyny łączy się z grupą aminową alaniny, tworząc wiązanie peptydowe (produktem ubocznym jest woda). Wiedząc to, możemy napisać równanie reakcji kondensacji tych dwóch aminokwasów:



Przy tworzeniu nazw peptydów końcówkę nazwy pierwszego aminokwasu, którego grupa karboksylowa jest podstawiona, zmieniamy na *–ylo*. Aminokwas znajdujący się na końcu łańcucha peptydowego ma wolną grupą karboksylową i jego nazwa pozostaje niezmieniona.

d)

Ze wzoru alaniny wynika, że jest ona związkiem optycznie czynnym, ponieważ w jej cząsteczce występuje asymetryczny atom węgla, czyli taki, który jest połączony z 4 różnymi podstawnikami. Jest to drugi atom węgla, połączony z atomem wodoru, grupą karboksylowa, grupą aminową i grupą metylową.

Zadanie 177.

Białka pod wpływem soli metali ciężkich ulegają nieodwracalnej koagulacji (denaturacji). Koagulacja białka jaja kurzego pod wpływem jonów Pb^{2+} powodowana jest tworzeniem trudno rozpuszczalnych połączeń białka z kationami ołowiu. Jony ołowiu mogą tworzyć związki z siarką zawartą w białku jaja kurzego. Stężony kwas azotowy(V) powoduje żółte

zabarwienie białka, jest to tzw. próba ksantoproteinowa. Żółta barwa – charakterystyczna dla nitrowych pochodnych związków aromatycznych – oznacza, że białko jaja kurzego tworzą między innymi reszty aminokwasów zawierających pierścień aromatyczny, takich jak fenyloalanina, tyrozyna, tryptofan.

Zadanie 182.

Aby poprawnie rozwiązać to zadanie, należy przypomnieć sobie wiadomości dotyczące budowy skrobi i celulozy oraz występowania tych cukrów, a następnie dokładnie przeanalizować zaproponowane odpowiedzi i podkreślić prawidłową. Skrobia jest zbudowana z reszt glukozy, które są połączone wiązaniami 1,4-α-glikozydowymi. Skrobię można rozdzielić na 2 frakcję: frakcję nierozpuszczalną w zimnej wodzie, zwaną amylozą, oraz frakcję rozpuszczalną w zimnej wodzie, zwaną amylopektyną. Amyloza stanowi około 20% masy skrobi i składa się z kilkuset jednostek glukozowych. Amylopektyna stanowi pozostałe 80% skrobi i charakteryzuje się bardziej złożoną strukturą niż amyloza. Celuloza składa się z jednostek glukozowych połączonych ze sobą wiązaniami 1,4-β-glikozydowymi. Kilka tysięcy jednostek glukozowych połączonych jest w jedną cząsteczkę celulozy. W przyrodzie celuloza występuje w liściach roślin, w drewnie, w bawełnie, zaś skrobia występuje przede wszystkim w nasionach zbóż i traw oraz w bulwach roślin.

3. Odpowiedzi

Zadanie 3.
C

Zadanie 4.
1. P
2. P
3. F

Zadanie 5.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
Dane: Szukane:
$m_{\text{amoniaku}} = 30{,}6$ kg V_{N_2}, m_{H_2}
W = 30%
Rozwiązanie:
I sposób
Liczba moli NH_3 (przy wydajności 30%)

$$n_{NH_{3(p)}} = \frac{30600\,\text{g}}{17\,\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 1800 \text{ moli}$$

Liczba moli NH_3 (przy wydajności 100%)
1800 moli NH_3 —— 30%
x —— 100% $x = n_{NH_3} = 6000$ moli
Liczba moli N_2
$n_{N_2} = 0{,}5\, n_{NH_3} = 3000$ moli
Objętość N_2
$V_{N_2} = 22{,}4 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 3000 \text{ mol} = 67200 \text{ dm}^3 = 67{,}2 \text{ m}^3$
Liczba moli H_2
$n_{H_2} = 1{,}5\, n_{NH_3} = 9000$ moli
Masa H_2
$m_{H_2} = 2 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 9000 \text{ moli} = 18000 \text{ g} = 18 \text{ kg}$
II sposób
Masa NH_3 (przy wydajności 100%)
30600 g —— 30%
x —— 100% $x = m_{NH_3} = 102000 \text{ g} = 102 \text{ kg}$
$n_{N_2} : n_{H_2} : n_{NH_3} = 1 : 3 : 2$
Objętość N_2
22,4 dm^3 N_2 —— 34 g NH_3
y —— 102000 g NH_3 $y = V_{N_2} = 67200 \text{ dm}^3 = 67{,}2 \text{ m}^3$
Masa H_2
6 g H_2 —— 34 g NH_3
z —— 102000 g NH_3 $z = m_{H_2} = 18000 \text{ g} = 18 \text{ kg}$
Odpowiedź: Należy użyć 67,2 m^3 azotu i 18 kg wodoru.

Zadanie 6.
Przykład poprawnej odpowiedzi

Dane:
$c_{N_2} = 2\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
$c_{H_2} = 6\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
$\%_{H_2}$, który przereagował = 30%
$V = 1\ \text{dm}^3$

Szukane:
$[H_2]$, $[N_2]$, $[NH_3]$

Rozwiązanie:
Liczba moli H_2, który przereagował
6 moli —— 100%
x —— 30% $\qquad x = n_{H_2} = 1{,}8$ mola
Liczba moli N_2, który przereagował
$n_{N_2} = \frac{1}{3} n_{H_2} = 0{,}6$ mola
Liczba moli NH_3, który powstał
$n_{NH_3} = \frac{2}{3} n_{H_2} = 1{,}2$ mola
Stężenie H_2 po osiągnięciu stanu równowagi
$[H_2] = (6 - 1{,}8)\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 4{,}2\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
Stężenie N_2 po osiągnięciu stanu równowagi
$[N_2] = (2 - 0{,}6)\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 1{,}4\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
Stężenie NH_3 po osiągnięciu stanu równowagi
$[NH_3] = 1{,}2\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
Odpowiedź: Stężenia H_2, N_2 i NH_3 po osiągnięciu stanu równowagi wynoszą:
$[H_2] = 4{,}2\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$,
$[N_2] = 1{,}4\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$,
$[NH_3] = 1{,}2\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Zadanie 7.
Przykłady poprawnych odpowiedzi

Dane:
$m_{Cu} = 0{,}48$ g
$M_{Cu} = 64\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Objętość molowa gazu w warunkach normalnych $V_{mol} = 22{,}4\ \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$

Szukane:
V_{NO_2}

Rozwiązanie:
<u>I sposób</u>
Z równania reakcji:
1 mol Cu — 2 mole NO_2 i $M_{Cu} = 64\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ i $V_{mol} = 22{,}4\ \text{dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$ $\Rightarrow$
64 g Cu — $2 \cdot 22{,}4\ \text{dm}^3 = 44{,}8\ \text{dm}^3$ NO_2
0,48 g Cu — x NO_2 $\qquad x = 336\ \text{cm}^3$
<u>II sposób</u>
Z równania reakcji:

$$\frac{n_{NO_2}}{n_{Cu}} = \frac{2}{1} \quad \Rightarrow \quad n_{NO_2} = 2n_{Cu} \quad \text{i} \quad n_{Cu} = \frac{m_{Cu}}{M_{Cu}} = \frac{0{,}48\ \text{g}}{64\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0{,}0075\ \text{mola} \quad \Rightarrow$$

$$n_{NO_2} = 2 \cdot 0{,}0075\ \text{mola} = 0{,}15\ \text{mola}$$

$V_{NO_2} = n_{NO_2} V_{mol} = 0,015 \text{ mola} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1} = 0,336 \text{ dm}^3 = 336 \text{ cm}^3$

Odpowiedź: W czasie opisanej reakcji wydzieliło się 336 cm^3 (w przeliczeniu na warunki normalne) gazu.

Zadanie 8.

a) $CaO \cdot P_2O_5 \cdot 2H_2O$

b) **Przykład poprawnej odpowiedzi**

Obliczenie procentowej zawartości P_2O_5 w $Ca(H_2PO_4)_2$:

$M_{zw} = 234 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M_{\text{tlenku fosforu}} = 142 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

234 g — 100%

142 g — x $\qquad x = 60,7\%$

Odpowiedź: Zawartość P_2O_5 w $Ca(H_2PO_4)_2$ wynosi 60,7% masowych.

c) A. 2.

Obliczanie procentowej zawartości P_2O_5 w $Ca_3(PO_4)_2$:

$M = 246 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$M_{\text{tlenku fosforu}} = 142 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

246 g – 100%

142 g – x $\qquad x = 57,7\%$

Procentowa zawartość P_2O_5 w $Ca_3(PO_4)_2$ wynosi 57,7%.

Procentowa zawartość P_2O_5 w $Ca(H_2PO_4)_2$ wynosi 60,7%.

Zadanie 9.

Przykłady poprawnych odpowiedzi

Dane: $\qquad$ Szukane:

$m_{soli} = 30,6 \text{ g}$ $\qquad V_{tlenu}$

$M_{\text{chloranu potasu}} = 122,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

$W = 80\%$

10% zanieczyszczeń

Rozwiązanie:

<u>I sposób</u>

Obliczenie masy czystego chloranu(V) potasu:

30,6g — 100%

x — 10% $\qquad x = 3,06\text{g}$

30,6 g – 3,06 g = 27,54 g

Obliczenie objętości tlenu dla wydajności reakcji równej 100%:

$2 \cdot 122,5 \text{ g} — 3 \cdot 22,4 \text{ dm}^3$

27,54 g — y $\qquad y = 7,554 \text{ dm}^3$

Obliczenie objętości tlenu dla wydajności reakcji równej 80%:

$7,554 \text{ dm}^3$— 100%

z — 80% $\qquad z = 6,04 \text{ dm}^3$

<u>II sposób</u>

Obliczenie masy czystego chloranu(V) potasu:

30,6g — 100%

x — 10% $\qquad x = 3,06\text{g}$

30,6 g – 3,06 g = 27,54 g

Obliczenie liczby moli czystego chloranu(V) potasu:

1 mol — 122,5 g

y moli — 27,54 g $\qquad y = 0,225$ moli

Obliczenie liczby moli tlenu:

2 mole $KClO_3$ — 3 mole O_2
0,225 moli — z $z = 0{,}337$ moli
Obliczenie objętości tlenu dla wydajności równej 100%:
1 mol O_2 — 22,4 dm^3
0,337 moli — V $V = 7{,}5$ dm^3
Obliczenie objętości tlenu dla wydajności równej 80%:
7,5 dm^3 — 100%
V' — 80% $V' = 6{,}04$ dm^3

III sposób

Obliczenie masy czystego chloranu(V) potasu:
30,6g — 100%
x — 10% $x = 3{,}06$g
30,6 g – 3,06 g = 27,54 g
Obliczenie liczby moli czystego chloranu(V) potasu:
1 mol — 122,5 g
y moli — 27,54 g $y = 0{,}225$ moli
Obliczenie objętości tlenu dla wydajności równej 100%:
2 mole $KClO_3$ — $3 \cdot 22{,}4$ dm^3
0,225 moli — V $V = 7{,}56$ dm^3
Obliczenie objętości tlenu dla wydajności równej 80%:

$$W = \frac{V_{\text{praktyczna}}}{V_{\text{teoretyczna}}} \cdot 100\% \qquad \Rightarrow V_{\text{praktyczna}} = 7{,}56 \cdot 0{,}8 = 6{,}05 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź: Objętość wydzielonego tlenu wynosi 6,05 dm^3.

Zadanie 10.
Przykład poprawnej odpowiedzi

Dane: Szukane:
$m_{\text{początkowa}} = 10{,}80$ g m_{Cu}
$m_{\text{końcowa}} = 12{,}17$ g

Rozwiązanie:
Zmiana masy blaszki $\Delta m = m_{\text{końcowa}} - m_{\text{początkowa}} = 12{,}17 \text{ g} - 10{,}80 \text{ g} = 1{,}37 \text{ g}$

$$m_{\text{końcowa}} = m_{\text{początkowa}} + m_{\text{Cu}} - m_{\text{Al}} = m_{\text{początkowa}} + n_{\text{Cu}}M_{\text{Cu}} - n_{\text{Al}}M_{\text{Al}} \quad \Rightarrow$$

$$\Delta m = n_{\text{Cu}}M_{\text{Cu}} - n_{\text{Al}}M_{\text{Al}}$$

Z równania reakcji $\frac{n_{\text{Al}}}{n_{\text{Cu}}} = \frac{2}{3} \quad \Rightarrow \quad n_{\text{Al}} = \frac{2}{3}n_{\text{Cu}} \quad \Rightarrow$

$$\Delta m = n_{\text{Cu}}M_{\text{Cu}} - \frac{2}{3}n_{\text{Cu}}M_{\text{Al}} \quad \Rightarrow \quad n_{\text{Cu}} = \frac{\Delta m}{M_{\text{Cu}} - \frac{2}{3}M_{\text{Al}}} \quad \Rightarrow$$

$$m_{\text{Cu}} = \frac{\Delta m M_{\text{Cu}}}{M_{\text{Cu}} - \frac{2}{3}M_{\text{Al}}}$$

$$m_{\text{Cu}} = \frac{1{,}37 \text{ g} \cdot 63{,}55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{63{,}55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} - \frac{2}{3}26{,}98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1{,}91 \text{ g}$$

Odpowiedź: W czasie opisanego doświadczenia wydzieliło się 1,91 g miedzi.

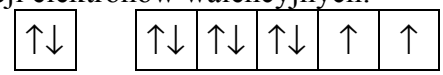
Zadanie 11.
$C_4H_8N_2O_2$

Zadanie 12.

Liczba wiązań typu σ	Liczba wiązań typu π	Liczba wolnych par elektronowych
15	2	6

Zadanie 13.
1. F
2. P
3. P

Zadanie 14.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
Konfiguracja elektronowa atomu Ni:
$_{28}$Ni: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$ *lub* $1s^2\ 2s^2 2p^6\ 3s^2 3p^6 3d^8\ 4s^2$ *lub* $1s^2\ 2s^2 p^6\ 3s^2 p^6 d^8\ 4s^2$
Schemat klatkowy konfiguracji elektronów walencyjnych:



$4s$ $3d$

Zadanie 15.
a)

Numer porcji roztworu	Masa pustego tygla, g	Masa tygla z osadem, g	Masa osadu, g
Porcja I	28,5914	28,6849	0,0935
Porcja II	29,0523	29,1535	0,1012
Porcja III	28,9936	29,0942	0,1006
		Średnia masa osadu $\overline{m}$, g:	0,0984

b) **Przykład poprawnej odpowiedzi**
Dane:
Masa molowa dimetyloglioksymianu niklu: $M = 288,91\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
$M_{\text{Ni}} = 58,69\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Średnia masa osadu dimetyloglioksymianu niklu – obliczona w części a) zadania: $\overline{m} = 0,0984\ \text{g}$
$V_{\text{próbki roztworu}} = 100,00\ \text{cm}^3$
$V_{\text{porcji roztworu}} = 10,00\ \text{cm}^3$

Szukane:
$\overline{m_{\text{Ni}}}$, g

Rozwiązanie:
$$\frac{V_{\text{próbki roztworu}}}{V_{\text{porcji roztworu}}} = \frac{100,00\ \text{cm}^3}{10,00\ \text{cm}^3} = 10 \quad \Rightarrow \quad \overline{m_{\text{Ni}}} = 10\overline{m_{\text{Ni}}} = 10\overline{n_{\text{Ni}}} M_{\text{Ni}}$$

$$\frac{\overline{n_{Ni}}}{n_{Ni}} = \frac{1}{1} \quad \Rightarrow \quad \overline{n_{Ni}} = \bar{n} = \frac{\overline{m}}{M} \quad \Rightarrow$$

$$\overline{m_{Ni}} = 10\frac{\overline{m}}{M}M_{Ni}$$

$$\overline{m_{Ni}} = 10\frac{0,0984\ \text{g}}{288,91\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}}58,69\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,1999\ \text{g}$$

Odpowiedź: Próbka 100,00 cm^3 badanego roztworu zawierała 0,1999 g niklu w postaci jonów niklu(II).

c) **Przykład poprawnej odpowiedzi**

Dane:
Średnia masa niklu w próbce $100,00\ \text{cm}^3$ badanego roztworu – obliczona w części b) zadania: $\overline{m_{Ni}} = 0,1999\ \text{g}$

Szukane:
Błąd względny $\Delta m_{Ni\ względny}$

Rozwiązanie:
Najbardziej odbiega od średniej arytmetycznej wynik pomiaru dla porcji I.
Błąd bezwzględny $\Delta m_{Ni\ bezwzględny}$ wyznaczenia masy jonów Ni^{2+} w badanym roztworze dla porcji I:

$$\Delta m_{Ni\ I\ bezwzględny} = m_{Ni\ I} - \overline{m_{Ni}}$$

Błąd względny:

$$\Delta m_{Ni\ I\ względny} = \frac{m_{Ni\ I} - \overline{m_{Ni}}}{\overline{m_{Ni}}} \cdot 100\%$$

$$m_{Ni\ I} = 10\frac{m_I}{M}M_{Ni}$$

$$m_{Ni\ I} = 10\frac{0,0935\ \text{g}}{288,91\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}}58,69\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 0,1899\ \text{g}$$

$$\Delta m_{Ni\ I\ względny} = \frac{m_{Ni\ I} - \overline{m_{Ni}}}{\overline{m_{Ni}}} \cdot 100\% = \frac{0,1899 - 0,1999}{0,1999} \cdot 100\% = -5\%$$

Odpowiedź: Błąd względny wyznaczenia masy niklu w porcji I wynosi ok. –5%.

Zadanie 16.
Przykłady poprawnych odpowiedzi

Dane:
$XSO_4 \cdot 7H_2O$
% wody = 54,5%
$M_{wody} = 18\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Szukane:
M_X

Rozwiązanie:
I sposób
Obliczenie masy 7 moli wody:
$7M_{wody} = 7\ \text{moli} \cdot 18\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 126\ \text{g}$
Obliczenie masy jednego mola hydratu:
54,5% — 126 g H_2O
100% — x $\quad x = 277$ g
Obliczenie masy jednego mola XSO_4:
277 g – 126 g = 151 g XSO_4
$M = 151\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Obliczenie masy molowej pierwiastka X (masy pierwiastka X w jednym molu XSO_4):
$151\ g \cdot mol^{-1} = y + 32\ g \cdot mol^{-1} + 4\ mole \cdot 16\ g \cdot mol^{-1} = y + 96\ g \cdot mol^{-1}$
$y = 55\ g \cdot mol^{-1}$
II sposób
Obliczenie % masy soli XSO_4 w hydracie:
100% — 54,5% = 45,5%
Obliczenie masy 7 moli wody:
$7M_{wody} = 7\ moli \cdot 18\ g \cdot mol^{-1} = 126\ g$
Obliczenie masy soli XSO_4 w hydracie:
45,5% − 126 g H_2O
54,5% — x $x = 151\ g\ XSO_4$
Obliczenie masy pierwiastka X:
$M = 151\ g \cdot mol^{-1}$
$151\ g \cdot mol^{-1} = y + 32\ g \cdot mol^{-1} + 4 \cdot 16\ g \cdot mol^{-1} = y + 96\ g \cdot mol^{-1}$
$y = 55\ g \cdot mol^{-1}$
Odpowiedź: Masa molowa pierwiastka X wynosi $55\ g \cdot mol^{-1}$.

Zadanie 19.
1. można określić liczbę protonów
Liczba protonów lub wyjaśnienie: 26
2. nie można określić liczby neutronów
Przykłady poprawnych odpowiedzi
Liczba neutronów lub wyjaśnienie: Nie można określić liczby neutronów, bo pierwiastki mogą występować w postaci izotopów.
lub
Nie można określić liczby neutronów, bo dla różnych izotopów tego samego pierwiastka liczba neutronów w jądrze atomowym jest inna.
lub
Nie można określić liczby neutronów, bo nie znamy liczby masowej różnych izotopów tego pierwiastka.
3. można określić ładunek
Ładunek jądra atomu lub wyjaśnienie: +26
4. nie można określić liczby masowej
Przykłady poprawnych odpowiedzi
Liczba masowa lub wyjaśnienie: Nie można określić liczby masowej, bo pierwiastki mogą występować w postaci izotopów.
lub
Nie można określić liczby masowej, bo dla różnych izotopów tego samego pierwiastka liczba masowa jest inna.
lub
Nie można określić liczby masowej, bo nie znamy liczby neutronów wchodzących w skład jądra atomu tego pierwiastka.

Zadanie 20.
Przykłady poprawnych odpowiedzi

Dane:		Szukane:
$M_1 = 53{,}94$ u	$\%_1 = 5{,}85\%$	M
$M_2 = 55{,}93$ u	$\%_2 = 91{,}75\%$	
$M_3 = 56{,}94$ u	$\%_3 = 2{,}12\%$	
$M_4 = 57{,}93$ u	$\%_4 = 0{,}28\%$	

Rozwiązanie:
I sposób

$$M = \frac{53{,}94\ \text{u} \cdot 5{,}85\% + 55{,}93\ \text{u} \cdot 91{,}75\% + 56{,}94\ \text{u} \cdot 2{,}12\% + 57{,}93\ \text{u} \cdot 0{,}28\%}{100\%}$$

$M = 55{,}84$ u
II sposób
$M = 53{,}94\ \text{u} \cdot 0{,}0585 + 55{,}93\ \text{u} \cdot 0{,}9175 + 56{,}94\ \text{u} \cdot 0{,}0212 + 57{,}93\ \text{u} \cdot 0{,}0028$
$M = 55{,}84$ u
Odpowiedź: Średnia masa atomowa tego pierwiastka jest równa 55,84 u.

Zadanie 21.
a) Mn^{2+}: [Ar] $3d^5$
b)

	Liczba cząstek elementarnych znajdujących się w jądrze atomu X	Liczba elektronów znajdujących się w rdzeniu atomu X
Pierwiastek X	p = 25 n = 30 *lub* liczba protonów = 25 liczba neutronów = 30	18

Zadanie 22.
a) *d*, elektrododatnim, kwasowe
b) Cr^{2+}: [Ar] $3d^4$

Zadanie 23.
a) Cr^{3+}: [Ar] $3d^3$
b) Główna liczba kwantowa $n = 3$.
Poboczna liczba kwantowa $l = 2$.

Zadanie 24.
a) C
b) 10
c) Wzór związku: KCl.
Charakter wiązania: jonowy *lub* wiązanie jonowe.

Zadanie 25.
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
lub $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
lub $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^5 4s^1$

Zadanie 26.
Liczba elektronów walencyjnych: 5.

Zadanie 27.
Wartość pobocznej liczby kwantowej $l = 0$.

Zadanie 28.
Liczba atomowa $Z = 0$.
Liczba masowa $A = 1$.
Nazwa cząstki: neutron.

Zadanie 29.
elektron, ujemnym, mniejsza

Zadanie 30.
Przykład poprawnej odpowiedzi
Tylko poprzez emisję elektronu można wyjaśnić przemianę, w czasie której liczba neutronów zmniejszyła się o jeden, zaś liczba protonów wzrosła o jeden: ${}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{A}_{Z}x + {}^{1}_{1}p$. Rozpad neutronu prowadzi więc do protonu i elektronu: ${}^{1}_{0}n \rightarrow {}^{0}_{-1}e + {}^{1}_{1}p$, dlatego powstaje cząstka niebędąca składnikiem jądra atomowego. Przemianie ulega neutron, składnik jądra atomowego, dlatego przemianę nazywamy jądrową.

Zadanie 31.
Masa początkowa próbki: 135 μg.

Zadanie 34.
1. metanu
2. występuje, addycji, powoduje odbarwienie

Zadanie 35.
a) Wybrane odczynniki: Br_2 (aq), $KMnO_4$ (aq).
b) Przykłady poprawnych odpowiedzi
Opis możliwych do zaobserwowania zmian:
– dla Br_2 (aq): w przypadku etenu: odbarwienie wody bromowej *lub* zanik pomarańczowego (*lub* brunatnego) zabarwienia; w przypadku metanu: brak objawów reakcji,
– dla $KMnO_4$ (aq): w przypadku etenu: wytrącanie się brązowego osadu *lub* zanik fioletowego zabarwienia roztworu *lub* odbarwienie roztworu; w przypadku metanu: brak objawów reakcji.
c) $CH_2{=}CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br{-}CH_2Br$
$3CH_2{=}CH_2 + 2KMnO_4 + 4H_2O \rightarrow 3CH_2(OH){-}CH_2(OH) + 2MnO_2 + 2KOH$

Zadanie 36.
a) Wzór sumaryczny: BCl_3.
Typ hybrydyzacji: sp^2.
Budowa przestrzenna: trójkątna *lub* trygonalna.
b) Charakter wiązania: kowalencyjne spolaryzowane.
c) Stosunek masowy $m_X : m_Y = 11 : 106{,}5$.
Stosunek molowy $n_X : n_Y = 1 : 3$.

Zadanie 37.
Wzór elektronowy:

Typ hybrydyzacji: sp^3.

Zadanie 38.
10

Zadanie 41.
a) niższa, wyższe

b) **Przykłady poprawnych odpowiedzi**
Reakcja syntezy amoniaku jest reakcją egzotermiczną, a więc w wyniku ogrzewania układu równowaga przesuwa się w lewo, jest to niekorzystne dla tworzenia produktu.
Reakcja syntezy amoniaku w warunkach stałego ciśnienia przebiega ze zmniejszeniem objętości, a więc zwiększenie ciśnienia jest korzystne dla tworzenia amoniaku, równowaga przesuwa się w prawo.
lub
Reakcja syntezy amoniaku jest reakcją egzotermiczną, a więc w wyniku chłodzenia układu równowaga przesuwa się w prawo, jest to korzystne dla tworzenia amoniaku.
Reakcja syntezy amoniaku w warunkach stałego ciśnienia przebiega ze zmniejszeniem objętości, a więc zmniejszenie ciśnienia jest korzystne dla tworzenia substratów, równowaga przesuwa się w lewo.
lub
Reakcja syntezy amoniaku jest reakcją egzotermiczną, a więc jeśli podwyższymy temperaturę układu, to układ będzie zmierzał do zniwelowania tej zmiany, co oznacza wzrost wydajności reakcji tworzenia substratów.
Reakcja syntezy amoniaku w warunkach stałego ciśnienia przebiega ze zmniejszeniem objętości, a więc jeśli zwiększymy ciśnienie w układzie znajdującym się w stanie równowagi, to układ będzie zmniejszać swoją objętość, co oznacza wzrost wydajności reakcji syntezy amoniaku.
lub
Reakcja syntezy amoniaku jest reakcją egzotermiczną, a więc jeśli obniżymy temperaturę układu, to układ będzie zmierzał do zniwelowania tej zmiany, co oznacza wzrost wydajności reakcji syntezy amoniaku.
Reakcja syntezy amoniaku w warunkach stałego ciśnienia przebiega ze zmniejszeniem objętości, a więc jeśli zmniejszymy ciśnienie w układzie znajdującym się w stanie równowagi, to układ będzie zwiększać swoją objętość, co oznacza wzrost wydajności reakcji przeciwnej.

Zadanie 42.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
Dane:
$V_{\text{mieszaniny}} = 2\ \text{m}^3$
$T = 300\ °\text{C}$
$p = 10\ \text{MPa} = 10^7\ \text{Pa}$
$\%NH_3 = 52{,}1\%$ (odczytane z tabeli)
$R = 8{,}31\ \text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ (odczytane z zestawu *Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*)

Szukane:
n_{NH_3}

Rozwiązanie:
I sposób
Objętość amoniaku
$2\ \text{m}^3$ —— 100%
x —— 52,1% $\qquad x = V_{NH_3} = 1{,}042\ \text{m}^3$
Liczba moli amoniaku
$T = 273 + 300°\text{C} = 573\ \text{K}$
$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$
$n = \dfrac{p \cdot V}{R \cdot T}$

$$n = \frac{10^7\ \text{Pa} \cdot 1{,}042\ \text{m}^3}{8{,}31\,\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 573\,\text{K}}$$

$n = 2188{,}33$ mola

II sposób

Liczba moli reagentów

$T = 273 + 300\ ^\circ\text{C} = 573\ \text{K}$

$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$n = \frac{p \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{10^7\ \text{Pa} \cdot 2\ \text{m}^3}{8{,}31\,\text{J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1} \cdot 573\,\text{K}}$$

$n = 4200{,}25$ mola

Liczba moli amoniaku

4200,25 mola —— 100%

x —— 52,1% $\qquad x = n = 2188{,}33$ mola

Odpowiedź: W 2 m^3 mieszaniny reakcyjnej w temperaturze 300°C i pod ciśnieniem 10 MPa (10^7 Pa), po ustaleniu stanu równowagi znajduje się 2188,33 mola amoniaku.

Zadanie 43.

D

Zadanie 44.

a) Doświadczenie A: probówka II.

Doświadczenie B: probówka II.

Uzasadnienie: szybkość reakcji zależy od stężenia reagentów i od mocy kwasu. Wraz ze wzrostem stężenia reagentów i mocą kwasu szybkość reakcji rośnie.

b) **Przykład poprawnej odpowiedzi**

Dane: Szukane:

$V_{\text{kw.}} = 10\ \text{cm}^3 = 0{,}010\ \text{dm}^3$ $n_{\text{kw.}}$

$C_{\text{kw.}} = 0{,}1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ n_{Zn}

$m_{\text{Zn}} = 1\ \text{g}$

$M_{\text{Zn}} = 65\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Rozwiązanie:

Obliczenie liczby moli kwasu w 10 cm^3 roztworu:

$n_{\text{kwasu}} = 0{,}010\ \text{dm}^3 \cdot 0{,}1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 0{,}001$ mola

Obliczenie liczby moli cynku:

$$n_{\text{Zn}} = \frac{m_{\text{Zn}}}{M_{\text{Zn}}} = \frac{1\,\text{g}}{65\,\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0{,}015\ \text{mola}$$

Obliczenie liczby moli cynku x, który roztworzy się w 0,001 mola kwasu – na podstawie równania reakcji:

1 mol Zn — 2 mole kwasu

x — 0,001 mola kwasu $\Rightarrow$ $x = 0{,}0005$ mola $\Rightarrow$

$x < n_{\text{Zn}}$, ponieważ 0,0005 mola < 0,015 mola

Odpowiedź: 10 cm^3 roztworu kwasu octowego o stężeniu molowym równym $c_{\text{m}} = 0{,}1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ nie wystarczy do roztworzenia 1 g cynku.

Zadanie 45.

a) **Przykład poprawnej odpowiedzi**

Dane:

$c_{0\,H_2} = 1{,}5$ mol · dm^{-3}

$c_{0\,I_2} = 1{,}0$ mol · dm^{-3}

Szukane:

$\frac{v}{v_0}$

Indeks „0” odnosi się do wielkości początkowych.

Rozwiązanie:

Obliczenie początkowej szybkości reakcji:

$v_0 = k \cdot c_{0\,H_2} \cdot c_{0\,I_2} = k \cdot 1{,}5 \cdot 1{,}0 = 1{,}5k$

Jeżeli przereagowało 50% jodu, to przy stałej objętości reaktora stężenie jodu zmalało o połowę:

$c_{I_2} = 0{,}5$ mol · dm^{-3}, a ubytek stężenia jodu $\Delta c_{I_2} = 0{,}5$ mol · dm^{-3}

Z równania reakcji $\frac{n_{H_2}}{n_{I_2}} = 1$, więc ubytek stężenia wodoru $\Delta c_{H_2} = \Delta c_{I_2} = 0{,}5$ mol · dm^{-3}, zatem stężenie wodoru po przereagowaniu 50% jodu osiągnęło wartość:

$c_{H_2} = 1{,}5$ mol · dm^{-3} – 0,5 mol · dm^{-3}= 1,0 mol · dm^{-3}

Obliczenie szybkości reakcji po przereagowaniu 50% jodu:

$v = k \cdot c_{H_2} \cdot c_{I_2} = k \cdot 1{,}0 \cdot 0{,}5 = 0{,}5k$

Obliczenie stosunku szybkości reakcji:

$$\frac{v}{v_0} = \frac{0{,}5k}{1{,}5k} = \frac{1}{3} \quad \Rightarrow \quad v = \frac{1}{3}v_0$$

Odpowiedź: Szybkość reakcji zmaleje 3 razy.

b) 1) Wydajność wzrośnie.

2) Wydajność nie zmieni się.

3) Wydajność wzrośnie.

Zadanie 46.

Przykłady poprawnych odpowiedzi

Dane:

$n^0_{H_2} = 6$ moli

$n^0_{CO_2} = 4$ mole

$V = 2$ dm^3

$n_{H_2O} = n_{CO} = 2$ mole

$n_{CO} = 2$ mole

Szukane:

$[H_2]$

$[CO_2]$

K

Rozwiązanie:

I sposób

$$c_m = \frac{n}{v}$$

Stężenia początkowe substratów:

$$c^0_{H_2} = \frac{6 \text{ moli}}{2 \text{ dm}^3} = 3 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \qquad c^0_{CO_2} = \frac{4 \text{ moli}}{2 \text{ dm}^3} = 2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Stężenia początkowe produktów:

$c^0_{H_2O} = c^0_{CO} = 0$ mol · dm^{-3}

Stężenia równowagowe substratów:

$$[H_2] = \frac{6\ \text{moli} - 2\ \text{mole}}{2\ \text{dm}^3} = 2\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$[CO_2] = \frac{4\ \text{mole} - 2\ \text{mole}}{2\ \text{dm}^3} = 1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Stężenia równowagowe produktów:

$$[CO] = [H_2O] = \frac{2\ \text{mol}}{2\ \text{dm}^3} = 1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$K = \frac{[CO][H_2O]}{[H_2][CO_2]} = \frac{1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{2\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}} = \frac{1}{2}$$

II sposób

$$C_m = \frac{n}{v}$$

Stężenia początkowe substratów:

$$c^0_{H_2} = \frac{6\ \text{moli}}{2\ \text{dm}^3} = 3\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \qquad c^0_{CO_2} = \frac{4\ \text{moli}}{2\ \text{dm}^3} = 2\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Stężenia równowagowe produktów:

$$[CO] = [H_2O] = \frac{2\ \text{mol}}{2\ \text{dm}^3} = 1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

	H_2	CO_2	CO	H_2O
c_p	3	2	0	0
Δc	–1	–1	+1	+1
c_r	3 – 1 = 2	2 – 1 = 1	1	1

$$K = \frac{[CO][H_2O]}{[H_2][CO_2]} = \frac{1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}}{2\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 1\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}} = \frac{1}{2}$$

Odpowiedź: Stężeniowa stała równowagi opisanej reakcji w danej temperaturze jest równa $\frac{1}{2}$ lub 0,5.

Zadanie 47.

$$K = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]}$$

Zadanie 48.

Przykłady poprawnych odpowiedzi

Dane:

$n^\circ_{CO_2} = n^\circ_{H_2} = 2\ \text{mole}$

$n^\circ_{CO} = n^\circ_{H_2O} = 0\ \text{moli}$

$V = \text{const}$

$K = 0,24$

Szukane:

$\%n_{CO_2,H_2}$

Rozwiązanie:

I sposób

W stanie równowagi

$n_{CO} = n_{H_2O} = x$ i $n_{CO_2} = n_{H_2} = 2 - x$

ponieważ $V = \text{const}$, $K = \dfrac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = \dfrac{\dfrac{x}{V} \cdot \dfrac{x}{V}}{\dfrac{(2-x)}{V} \cdot \dfrac{(2-x)}{V}} = \dfrac{x^2}{(2-x)^2}$

$$\frac{x^2}{(2-x)^2} = 0,24 \quad \Rightarrow \quad \frac{x^2}{4-4x+x^2} = 0,24 \quad \Rightarrow \quad 0,76x^2 + 0,96x - 0,96 = 0 \quad \Rightarrow$$

$$\Delta = b^2 - 4ac = 0,96^2 - 4 \cdot 0,76 \cdot (-0,96) = 0,9216 + 2,9184 = 3,84$$

$$\sqrt{\Delta} = \sqrt{3,84} = 1,96$$

Pierwiastek równania $x_1 = \dfrac{-b - \sqrt{\Delta}}{2a} = \dfrac{-0,96 - 1,96}{2 \cdot 0,76} = -1,92$ nie spełnia warunków zadania, bo $x_1 < 0$.

Pierwiastek równania $x_2 = \dfrac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a}$ spełnia warunki zadania, bo $x_2 > 0$:

$$x_2 = \frac{-b + \sqrt{\Delta}}{2a} = \frac{-0,96 + 1,96}{2 \cdot 0,76} = 0,66 \text{ mola} \quad \Rightarrow$$

$$\Delta n_{CO_2} = \Delta n_{H_2} = x_2 = 0,66 \text{ mola} \quad \Rightarrow$$

$$\%n = \%n_{CO_2} = \%n_{H_2} \frac{\Delta n_{CO_2}}{n_{CO_2}} \cdot 100\% = \frac{\Delta n_{H_2}}{n_{H_2}} \cdot 100\% = \frac{0,66 \text{ mola}}{2 \text{ mole}} \cdot 100\% = 33\%$$

II sposób

Ponieważ objętość reaktora jest stała i łączna liczba moli substratów reakcji jest równa łącznej liczbie moli jej produktów, obliczenia z użyciem stężenia molowego można zastąpić obliczeniami z użyciem liczby moli:

$$K = \frac{[CO][H_2O]}{[CO_2][H_2]} = \frac{\dfrac{n_{CO}}{V} \cdot \dfrac{n_{H_2O}}{V}}{\dfrac{n_{CO_2}}{V} \cdot \dfrac{n_{H_2}}{V}} = \frac{n_{CO} \cdot n_{H_2O}}{n_{CO_2} \cdot n_{H_2}}$$

Liczba moli	CO_2	H_2	CO	H_2O
początkowa	2	2	0	0
zmiana	$-x$	$-x$	x	x
równowagowa	$2-x$	$2-x$	x	x

$K = 0,24$

$K = \dfrac{x^2}{(2-x)^2} = 0,24$ dalej rozwiązanie jest identyczne, jak w przypadku I sposobu:

$$\frac{x^2}{(2-x)^2} = 0,24 \quad \Rightarrow \quad \frac{x^2}{4-4x+x^2} = 0,24 \quad \Rightarrow \quad 0,76x^2 + 0,96x - 0,96 = 0 \quad \Rightarrow$$

$$\Delta = b^2 - 4ac = 0,96^2 - 4 \cdot 0,76 \cdot (-0,96) = 0,9216 + 2,9184 = 3,84$$

$$\sqrt{\Delta} = \sqrt{3,84} = 1,96$$

Pierwiastek równania $x_1 = \frac{-b-\sqrt{\Delta}}{2a} = \frac{-0,96-1,96}{2\cdot 0,76} = -1,92$ nie spełnia warunków zadania, bo $x_1 < 0$.

Pierwiastek równania $x_2 = \frac{-b+\sqrt{\Delta}}{2a}$ spełnia warunki zadania, bo $x_2 > 0$:

$$x_2 = \frac{-b+\sqrt{\Delta}}{2a} = \frac{-0,96+1,96}{2\cdot 0,76} = 0,66 \text{ mola} \quad \Rightarrow$$

$$\Delta n_{CO_2} = \Delta n_{H_2} = x_2 = 0,66 \text{ mola} \quad \Rightarrow$$

$$\%n = \%n_{CO_2} = \%n_{H_2} \frac{\Delta n_{CO_2}}{n_{CO_2}} \cdot 100\% = \frac{\Delta n_{H_2}}{n_{H_2}} \cdot 100\% = \frac{0,66 \text{ mola}}{2 \text{ mole}} \cdot 100\% = 33\%$$

Odpowiedź: Przekształceniu w produkty uległo 33% początkowej liczby cząsteczek CO_2 i H_2.

Zadanie 49.
B

Zadanie 50.
Przykład poprawnej odpowiedzi
Zmniejszenie o połowę objętości reaktora nie spowoduje wzrostu wydajności tworzenia CO i H_2O w wyniku opisanej reakcji, ponieważ łączna liczba moli gazowych substratów tej reakcji jest równa łącznej liczbie moli jej produktów. Zmiana ciśnienia (przez zmianę objętości reaktora) nie ma wpływu na równowagę tej reakcji.

Zadanie 51.
Przykład poprawnej odpowiedzi
Stężeniowa stała równowagi opisanej reakcji wynosi 0,24 w temperaturze 800 K. W temperaturze niższej, 400 K, stała równowagi tej reakcji jest mniejsza od 0,24, ponieważ reakcja ta jest endotermiczna ($\Delta H_r^\circ > 0$). Im niższa temperatura, tym mniejsza jest wydajność, a więc stała równowagi, reakcji endotermicznej, a większa – reakcji egzotermicznej.

Zadanie 52.
Przykład poprawnej odpowiedzi
Wprowadzenie chlorku wapnia do reaktora wpłynęło na wydajność tworzenia CO i H_2O w opisanej reakcji. Chlorek wapnia jest substancją higroskopijną, a więc wiąże wodę, która powstaje w tej reakcji, co powoduje zmniejszenie stężenia pary wodnej w reaktorze. Zgodnie z regułą przekory układ reakcji zachował się tak, aby przeciwdziałać temu zmniejszeniu przez wytworzenie większej ilości CO i H_2O.

Zadanie 53.
Wzór jonu o największym stężeniu: H_3O^+
Wzór jonu o najmniejszym stężeniu: AsO_4^{3-}

Zadanie 54.
1. F
2. F
3. P

Zadanie 57.
nie może, większa

Zadanie 58.
Przykład poprawnej odpowiedzi
Ocena: Tak, mając do dyspozycji fenoloftaleinę i możliwość mieszania zawartości naczyń, możliwe jest ustalenie, w której zlewce znajdowała się woda, w której kwas, a w której zasada.
Opis doświadczenia wraz z obserwacjami umożliwiającymi identyfikację:
Do wszystkich zlewek należy dodać kilka kropli alkoholowego roztworu fenoloftaleiny. Malinowe zabarwienie pojawi się tylko w zlewce z wodnym roztworem wodorotlenku sodu. W pozostałych dwóch zlewkach nie zaobserwuje się zmian. Aby jednoznacznie zidentyfikować ich zawartość, należy zmieszać jednakowe objętości:
– cieczy, która znajdowała się w pierwszej ze zlewek o niezidentyfikowanej zawartości, i wodnego roztworu wodorotlenku sodu z dodatkiem fenoloftaleiny,
oraz
– cieczy, która znajdowała się w drugiej ze zlewek o niezidentyfikowanej zawartości, i wodnego roztworu wodorotlenku sodu z dodatkiem fenoloftaleiny.
Po zmieszaniu kwasu solnego z wodnym roztworem NaOH (o malinowej barwie) nastąpi odbarwienie wskaźnika, natomiast po zmieszaniu wody z wodnym roztworem NaOH (o malinowej barwie) nie zaobserwuje się odbarwienia wskaźnika.

Zadanie 59.
Przykład poprawnej odpowiedzi
Dane: Szukane:
$V_{HCl} = 200\ cm^3$ pH
$pH_{HCl} = 1$
$V_{NaOH} = 100\ cm^3$
$C_{NaOH} = 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3}$
Rozwiązanie:
$pH = 1 \quad \Rightarrow \quad [H^+] = 10^{-1}\ mol \cdot dm^{-3}$
$n_{HCl} = c_{HCl} \cdot V$
$n_{HCl} = 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3} \cdot 0{,}2\ dm^3 = 2 \cdot 10^{-2}$ mola
$n_{NaOH} = 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3} \cdot 0{,}1\ dm^{-3} = 10^{-2}$ mola
Z równania reakcji wynika, że $n_{kw} = n_z$, a z obliczeń wynika, że $n_{kw} > n_z$,
czyli w roztworze końcowym będzie nadmiar kwasu:
$2 \cdot 10^{-2}$ mola $- 10^{-2}$ mola $= 10^{-2}$ mola $= 0{,}01$ mola HCl
$V_k = V_{HCl} + V_{NaOH} = 0{,}2\ dm^3 + 0{,}1\ dm^3 = 0{,}3\ dm^3$
$c_k = \frac{0{,}01\ mol}{0{,}3\ dm^3} = 0{,}033\ mol \cdot dm^{-3}$ – jest to stężenie kwasu solnego, który został użyty w nadmiarze; HCl jest mocnym kwasem, zatem
$[H^+] = c_k = 0{,}033\ mol \cdot dm^{-3} = 0{,}33 \cdot 10^{-1}\ mol \cdot dm^{-3}$, a więc
$pH = -\log [H^+] = -\log (0{,}33 \cdot 10^{-1}) = 1 - \log 0{,}33 = 1 + 0{,}48 = 1{,}48$
Odpowiedź: pH otrzymanego roztworu wynosi 1,48.

Zadanie 60.
a) Reakcja I: $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$
lub $H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \rightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$
Reakcja II: $Ba^{2+} + 2OH^- + 2H^+ + SO_4^{2-} \rightarrow BaSO_4 + 2H_2O$
b) A. 1.
Zadanie 61.

a) **Przykład poprawnej odpowiedzi**
Obliczenie zawartości substancji rozpuszczonej w 90 g wody w roztworze o stężeniu 10%:
100 g 10% roztworu zawiera 10 g substancji i 90 g wody.
Dodano 10 g substancji, masa substancji w 90 g wody wynosi 20 g.
Sprawdzenie rozpuszczalności soli w 90 g wody:
35,7 g — 100 g wody
x — 90 g $\qquad x = 32{,}13$ g $BaCl_2$
Powstał roztwór nienasycony.
34,03 g — 100 g wody
y — 90 g $\qquad y = 30{,}63$ g KCl
Powstał roztwór nienasycony.
19,23 g — 100 g wody
z — 90 g $\qquad z = 17{,}3$ g Na_2SO_4
Powstał roztwór nasycony w równowadze z osadem.
Roztwór nienasycony powstał w zlewkach o numerach I i II.

b) **Przykład poprawnej odpowiedzi**
Dane: Szukane:
$c_{p1} = 10\%$ c_{p2}
$m_{r1} = 100$ g
$m_{s2} = 10$ g
Rozwiązanie:
100 g 10% roztworu zawiera 10 g substancji
$m_{s1} = 10$ g
$m_{s3} = m_{s1} + m_{s2} = 10\text{ g} + 10\text{ g} = 20$ g
$m_{r2} = m_{r1} + m_{s2} = 100\text{ g} + 10\text{ g} = 110$ g

$$c_p = \frac{20\,\text{g}}{110\,\text{g}}\ 100\% = 18{,}18\%$$

Odpowiedź: Stężenie procentowe roztworu wynosi 18,18%.

Zadanie 62.
Wzory jonów: Ca^{2+}, Na^+, Cl^-, NO_3^-

Przykład poprawnej odpowiedzi
Obliczenia:
Dane: Szukane:
$c_{m1} = 0{,}1$ mol · dm^{-3} $c_{m\ jonów}$
$V_1 = 100$ cm^3 = 0,1 dm^3
$c_{m2} = 0{,}1$ mol · dm^{-3}
$V_2 = 100$ cm^3 = 0,1 dm^3
$c_{m3} = 0{,}1$ mol · dm^{-3}
$V_3 = 100$ cm^3 = 0,1 dm^3
Indeks „1” dotyczy roztworu $CaCl_2$.
Indeks „2” dotyczy roztworu NaCl.
Indeks „3” dotyczy roztworu $AgNO_3$.
Rozwiązanie:

$$c_m = \frac{n}{v} \quad \Rightarrow \quad n = c_m \cdot V$$

$CaCl_2 \xrightarrow{\text{woda}} Ca^{2+} + 2Cl^-$
$n(CaCl_2) = 0{,}1$ dm^3 · 0,1 mol · dm^{-3} = 0,01 mola
$n(Ca^{2+}) = 0{,}01$ mola $\qquad n(Cl^-) = 2 \cdot 0{,}01 = 0{,}02$ mola

$NaCl \xrightarrow{woda} Na^+ + 2Cl^-$
$n(NaCl) = 0{,}1\ dm^3 \cdot 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3} = 0{,}01$ mola
$n(Na^+) = 0{,}01$ mola $\qquad n(Cl^-) = 0{,}01$ mola
$AgNO_3 \xrightarrow{woda} Ag^+ + NO_3^-$
$n(AgNO_3) = 0{,}1\ dm^3 \cdot 0{,}1\ mol \cdot dm^{-3} = 0{,}01$ mola
$n(Ag^+) = 0{,}01$ mola $\qquad n(NO_3^-) = 0{,}01$ mola
$n(Cl^-) = 0{,}01$ mola + 0,02 mola = 0,03 mola
Po zmieszaniu roztworów zachodzi reakcja wytrącania AgCl:
$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl$
1 mol Ag^+ – 1 mol Cl^-
0,01 mola – x $\qquad x = 0{,}01$ mola Cl^-
Pozostało w roztworze jonów Cl^-: 0,03 mola – 0,01 mola = 0,02 mola
Jonów Ag^+ praktycznie nie ma w roztworze.
Objętość roztworu końcowego:
$V = 0{,}1\ dm^3 + 0{,}1\ dm^3 + 0{,}1\ dm^3 = 0{,}3\ dm^3$
Obliczenie stężeń jonów w roztworze końcowym:

$$c_m(Ca^{2+}) = \frac{0{,}01\ \text{mola}}{0{,}3\ dm^3} = 0{,}033\ mol \cdot dm^{-3}$$

$$c_m(Na^+) = \frac{0{,}01\ \text{mola}}{0{,}3\ dm^3} = 0{,}033\ mol \cdot dm^{-3}$$

$$c_m(Cl^-) = \frac{0{,}02\ \text{mola}}{0{,}3\ dm^3} = 0{,}067\ mol \cdot dm^{-3}$$

$$c_m(NO_3^-) = \frac{0{,}01\ \text{mola}}{0{,}3\ dm^3} = 0.033\ mol \cdot dm^{-3}$$

Zadanie 63.
a) 1. IV, V.
2. I, II, VI.
3. III, IV, V.
b) $Fe^{2+} + 2H_2O \rightarrow Fe(OH)_2 + 2H^+$
lub $Fe^{2+} + H_2O \rightarrow Fe(OH)^+ + H^+$

Zadanie 64.
a) **Przykład poprawnej odpowiedzi**
Dane: Szukane:
$c_{p\,r-1} = 30{,}00\%$ $\qquad V_{r-1} = 200{,}00\ cm^3$ $\qquad c_{p\,r-2}$
z wykresu $d_{r-1} = 1{,}15\ g \cdot cm^{-3}$
$V_{H_2O} = 200{,}00\ cm^3$ $\qquad d_{H_2O} = 1{,}00\ g \cdot cm^{-3}$
Indeks „1” odnosi się do roztworu początkowego, a indeks „2” – do roztworu końcowego.
Rozwiązanie:

$$c_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% \quad \Rightarrow \quad c_{p\,r-2} = \frac{m_{s-2}}{m_{r-2}} \cdot 100\%$$

$$m_{s-2} = \text{const} = m_{s-1} = \frac{c_{p\,r-1} \cdot m_{s-1}}{100\%} \quad \text{i} \quad m_{r-1} = V_{r-1} \cdot d_{r-1} \quad \Rightarrow$$

$$m_{s-2} = \frac{c_{p\,r-1} \cdot V_{r-1} \cdot d_{r-1}}{100\%}$$

$$m_{r-2} = m_{r-1} + m_{H_2O} = V_{r-1} \cdot d_{r-1} + V_{H_2O} \cdot d_{H_2O} \quad \Rightarrow$$

$$c_{p\,r-2} = \frac{\frac{c_{p\,r-1} \cdot V_{r-1} \cdot d_{r-1}}{100\%}}{V_{r-1} \cdot d_{r-1} + V_{H_2O} \cdot d_{H_2O}} \cdot 100\% = \frac{c_{p\,r-1} \cdot V_{r-1} \cdot d_{r-1}}{V_{r-1} \cdot d_{r-1} + V_{H_2O} \cdot d_{H_2O}}$$

$$c_{p\,r-2} = \frac{30,00\% \cdot 200,00\ \text{cm}^3 \cdot 1,15\ \text{g} \cdot \text{cm}^{-3}}{200,00\ \text{cm}^3 \cdot 1,15\ \text{g} \cdot \text{cm}^{-3} + 200,00\ \text{cm}^3 \cdot 1,00\ \text{g} \cdot \text{cm}^{-3}} = 16,05\%$$

Odpowiedź: Stężenie procentowe otrzymanego roztworu wyniosło 16,05%.

b) **Przykład poprawnej odpowiedzi**

Dane: Szukane:

$c_{p\,r-1} = 30,00\%$ $V_{r-1} = 200,00\ \text{cm}^3$ $c_{m\,r-2}$

z wykresu $d_{r-1} = 1,15\ \text{g} \cdot \text{cm}^{-3} = 1150\ \text{g} \cdot \text{dm}^{-3}$

$V_{H_2O} = 200,00\ \text{cm}^3$ $d_{H_2O} = 1,00\ \text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$

$M_{HCl} = 36,5\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Indeksy 1 odnoszą się do roztworu początkowego, a indeksy 2 odnoszą się do roztworu końcowego.

Rozwiązanie:

$$c_m = \frac{n}{V} \quad \Rightarrow \quad c_{m\,r-2} = \frac{n_{s-2}}{V_{r-2}}$$

$$n_{s-2} = \text{const} = n_{s-1} = \frac{c_{p\,r-1} \cdot m_{s-1}}{100\% \cdot M_{HCl}} \quad \text{i} \quad m_{r-1} = V_{r-1} \cdot d_{r-1} \quad \Rightarrow \quad n_{s-2} = \frac{c_{p\,r-1} \cdot V_{r-1} \cdot d_{r-1}}{100\% \cdot M_{HCl}}$$

$$V_{r-2} = V_{r-1} + V_{H_2O} \quad \Rightarrow$$

$$c_{m\,r-2} = \frac{c_{p\,r-1} \cdot V_{r-1} \cdot d_{r-1}}{100\% \cdot M_{HCl} \cdot (V_{r-1} + V_{H_2O})}$$

$$c_{m\,r-2} = \frac{30,00\% \cdot 0,200\ \text{dm}^3 \cdot 1150\ \text{g} \cdot \text{dm}^{-3}}{100\% \cdot 36,5\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot (0,200\ \text{dm}^3 + 0,200\ \text{dm}^3)} \approx 4,73\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

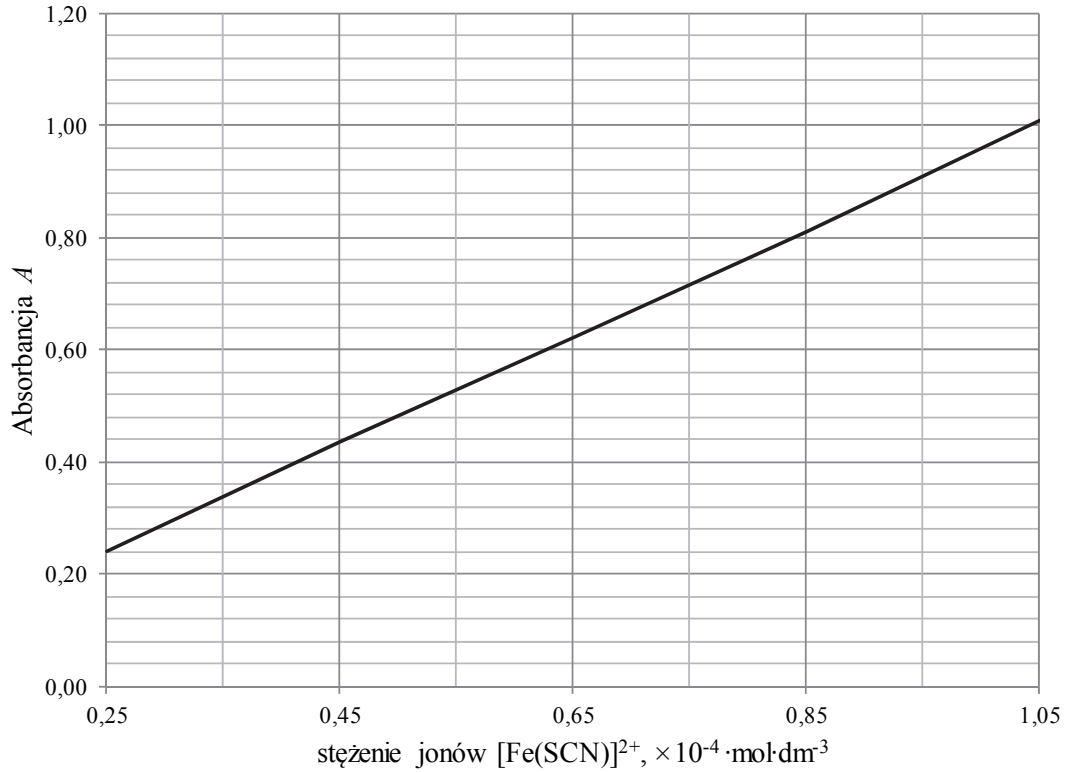
Odpowiedź: Stężenie molowe otrzymanego kwasu solnego wyniosło $4,73\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Zadanie 65.

$Fe^{3+} + SCN^- \rightarrow [Fe(SCN)]^{2+}$

Zadanie 66.

a)



Odpowiedź: Stężenie $[Fe(SCN)]^{2+}$ w badanym roztworze: $0{,}45 \cdot 10^{-4}$ mol · dm^{-3}.

b) **Przykład poprawnej odpowiedzi**

Dane: Szukane:

z wykresu $c_{[Fe(SCN)]^{2+}} = 0{,}45 \cdot 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ m_{Fe}, µg

$V_{H_2O} = 10{,}00\ \text{cm}^3 = 10 \cdot 10^{-3}\ \text{dm}^3$

$M_{Fe} = 55{,}85\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Rozwiązanie:

$$m_{Fe} = n_{Fe} \cdot M_{Fe} \quad \text{i} \quad c_{Fe} = \frac{n_{Fe}}{V} \quad \Rightarrow \quad n_{Fe} = c_{Fe} \cdot V \quad \Rightarrow$$

$$m_{Fe} = c_{Fe} \cdot V \cdot M_{Fe}$$

$$m_{Fe} = 0{,}45 \cdot 10^{-4}\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 10{,}00 \cdot 10^{-3}\ \text{dm}^3 \cdot 55{,}85\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \approx 251 \cdot 10^{-7}\ \text{g}$$

$$m_{Fe} = 25{,}1 \cdot 10^{-6}\ \text{g} \approx 25\ \mu\text{g}$$

Odpowiedź: Początkowa próbka badanego roztworu zawierała 25 µg żelaza.

Zadanie 67.

Przykłady poprawnych odpowiedzi

Dane: Szukane:

masa roztworu A: 40 g KOH (s) + 160 g H_2O c_p roztworu C

$d_A = 1{,}1818\ \text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$

roztwór B: $V = 500\ \text{cm}^3$

$d_B = 1{,}2210\ \text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$

$c_{pB} = 24\%$

Rozwiązanie:
I sposób

Obliczenie $c_{pA} = \frac{m_{KOH}}{m_{KOH} + m_{wody}} \cdot 100\% = \frac{40g}{40\,g + 160\,g} \cdot 100\% = 20\%$

Obliczenie masy roztworu B (m_B):

$d_B = \frac{m_B}{V_B} \Rightarrow m_B = d_B \cdot V_B$

$m_B = 1{,}2210\ g \cdot cm^{-3} \cdot 500\ cm^3 = 610{,}5\ g$

W celu obliczenia stężenia procentowego roztworu C (c_p) powstałego przez zmieszanie roztworu A z roztworem B wykorzystano regułę mieszania roztworów:

$$\frac{m_A}{m_B} = \begin{matrix} c_{pA} & & c_{pB} - c_{pC} \\ & \diagdown\ c_{pC}\ \diagup & \\ c_{pB} & & c_{pC} - c_{pA} \end{matrix}$$

Wstawiono dane i obliczone stężenie roztworu A do podanego zapisu i obliczono stężenie c_{pC}:

$\frac{200\ g}{610{,}5\ g} = \frac{24\% - c_{pC}}{c_{pC} - 20\%} \Rightarrow c_{pC} = 22{,}998\% = 23\%$

II sposób

Obliczenie $c_{pA} = \frac{m_{KOH}}{m_{KOH} + m_{wody}} \cdot 100\% = \frac{40g}{40g + 160g} \cdot 100\% = 20\%$

Obliczenie masy roztworu B (m_B)

$d_B = \frac{m_B}{V_B} \Rightarrow m_B = d_B \cdot V_B$

$m_B = 1{,}2210\ g \cdot cm^{-3} \cdot 500\ cm^3 = 610{,}5\ g$

Obliczenie stężenia procentowego roztworu C (c_p) powstałego przez zmieszanie roztworu A z roztworem B:

$c_{pC} = \frac{(40\ g + 0{,}24 \cdot 610{,}5\ g) \cdot 100\%}{200\ g + 610{,}5\ g} = 23\%$

Odpowiedź: W czasie opisanego doświadczenia otrzymano roztwór C o stężeniu procentowym $c_p = 23\%$.

Zadanie 68.
Przykład poprawnej odpowiedzi

Dane:
roztwór A: 40 g KOH (s) + 160 g H_2O
$d_A = 1{,}1818\ g \cdot cm^{-3}$
roztwór B: $V = 500\ cm^3$
$d_B = 1{,}2210\ g \cdot cm^{-3}$
$c_{pB} = 24\%$

Szukane:
c_m roztworu C

Rozwiązanie:
Obliczenie objętości (V_A) i stężenia molowego (c_{mA}) roztworu A

$m_A = m_{KOH} + m_{wody}$

$m_A = 40\ g + 160\ g = 200\ g$

$V_A = \frac{m_A}{d_A} \Rightarrow V_A = \frac{200\ g}{1{,}1818\ g \cdot cm^{-3}} = 169{,}2\ cm^3$

$c_{mA} = \frac{n_A}{V_A} \quad n_{KOH} = \frac{m}{M} \Rightarrow n_{KOH} = \frac{40\ g}{56\ g \cdot mol^{-1}} = 0{,}7143\ mola$

$$c_{mA} = \frac{0{,}7143 \text{ mola}}{0{,}1692 \text{ dm}^3} = 4{,}22 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Przeliczenie stężenia procentowego (c_{pB}) na stężenie molowe (c_{mB}) roztworu B

$$c_{mB} = \frac{c_p \cdot d}{100\% \cdot M} \Rightarrow c_{mB} = \frac{24\% \cdot 1221 \text{g} \cdot \text{dm}^{-3}}{100\% \cdot 56 \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5{,}23 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Obliczenie stężenia molowego (c_{mC}) roztworu C

$$\frac{V_A}{V_B} = \begin{array}{ccc} c_{mA} & & c_{mB} - c_{mC} \\ & \diagdown\ c_{mC}\ \diagup & \\ c_{mB} & & c_{mC} - c_{mA} \end{array}$$

$$\frac{0{,}16923}{0{,}500} = \frac{5{,}23 - c_m\text{c}}{c_m\text{c} - 4{,}22} \Rightarrow c_{m}\text{c} = 4{,}97 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Odpowiedź: W czasie opisanego doświadczenia otrzymano roztwór C o stężeniu molowym $c_m = 4{,}97 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Zadanie 69.

Przykład poprawnej odpowiedzi

Dane:
roztwór A: 40 g KOH (s) + 160 g H_2O
$d_A = 1{,}1818 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$
roztwór B: $V = 500 \text{ cm}^3$
$d_B = 1{,}2210 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$
$c_{pB} = 24\%$

Szukane:
masa wody dodana do roztworu C, aby spełniał warunek, $c_{pC} = 10\%$

Rozwiązanie:
Obliczenie masy roztworu A: masa KOH + masa H_2O = 40 g + 160 g = 200g
Obliczenie masy roztworu B:
V roztworu · d roztworu = 500 cm^3 · 1,2210 g · cm^{-3} = 610,5 g
Obliczenie masy KOH w roztworze B:
100 g roztworu — 24 g KOH
610,5 g roztworu — x g KOH x = 146,52 g
lub 24% · 610,5 = 146,52 g
Obliczenie masy całkowitej roztworu C: 200 g + 610,5 g = 810,5 g
Obliczenie masy całkowitej KOH w roztworze C: 146,52 g + 40 g = 186,52 g
Ze wzoru na stężenie procentowe (10%) roztworu obliczenie masy roztworu przy danej ilości substancji:

$$m_r = \frac{m_s \cdot 100\%}{c_p} \Rightarrow m_r = \frac{186{,}52 \text{ g} \cdot 100\%}{10\%} = 1865{,}2 \text{ g}$$

Obliczenie ilość wody, którą należy dodać do roztworu C, aby powstał nowy roztwór o stężeniu 10%:
1865,2 g – 810,5 g = 1054,7 g =1055 g
Odpowiedź: Do roztworu C należy dolać 1055 g wody.

Zadanie 70.

I. niebieska (niebieskozielona), zasadowy
II. żółta, obojętny
III. czerwona, kwasowy
IV. niebieska (niebieskozielona), zasadowy

Zadanie 71.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
I. $CO_3^{2-} + 2H_2O \rightleftarrows CO_2 + H_2O + 2OH^-$
lub $CO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HCO_3^- + OH^-$
II. Reakcja nie zaszła.
III. $Fe^{3+} + 3H_2O \rightleftarrows Fe(OH)_3 + 3H^+$
lub $Fe^{3+} + 2H_2O \rightleftarrows Fe(OH)_2^+ + 2H^+$
lub $Fe^{3+} + H_2O \rightleftarrows Fe(OH)^{2+} + H^+$
IV. $SO_3^{2-} + 2H_2O \rightleftarrows SO_2 + H_2O + 2OH^-$
lub $SO_3^{2-} + H_2O \rightleftarrows HSO_3^- + OH^-$

Zadanie 72.
$Ca^{2+} + 2F^- \rightarrow CaF_2$

Zadanie 73.
Przykład poprawnej odpowiedzi
Dane:
$V_{CaCl_2} = 130{,}00\ cm^3 = 0{,}1300\ dm^3$
$c_{CaCl_2} = 0{,}00500\ mol \cdot dm^{-3}$
$V_{NaF} = 70{,}00\ cm^3 = 0{,}07000\ dm^3$
$c_{NaF} = 0{,}00400\ mol \cdot dm^{-3}$
$K_{so(CaF_2)} = 3{,}16 \cdot 10^{-11}$.
Szukane:
$I_L = [Ca^{2+}] \cdot [F^-]^2$ w powstałym roztworze
Rozwiązanie:
Obliczenie liczby moli $CaCl_2$:
$n_{CaCl_2} = V_{CaCl_2} \cdot c_{CaCl_2} = 0{,}1300 \cdot 0{,}0050 = 6{,}50 \cdot 10^{-4}$ mola $\Rightarrow \quad n_{Ca^{2+}} = 6{,}50 \cdot 10^{-4}$ mola
Obliczenie liczby moli NaF:
$n_{NaF} = V_{NaF} \cdot c_{NaF} = 0{,}0700 \cdot 0{,}0040 = 2{,}80 \cdot 10^{-4}$ mola $\Rightarrow \quad n_{F^-} = 2{,}80 \cdot 10^{-4}$ mola
Obliczenie objętości nowopowstałego roztworu:
$V_t = V_{CaCl_2} + V_{NaF} = 0{,}1300\ dm^3 + 0{,}0700\ dm^3 = 0{,}200\ dm^3$
Obliczenie stężenia jonów Ca^{2+} w nowopowstałym roztworze:

$$[Ca^{2+}] = \frac{n_{Ca^{2+}}}{V_t} = \frac{6{,}50 \cdot 10^{-4}\ mol}{0{,}20000\ dm^3} = 3{,}25 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot dm^{-3}$$

Obliczenie stężenia jonów F^- w nowopowstałym roztworze:

$$[F^-] = \frac{n_{F^-}}{V_t} = \frac{2{,}80 \cdot 10^{-4}\ mol}{0{,}20000\ dm^3} = 1{,}40 \cdot 10^{-3}\ mol \cdot dm^{-3}$$

Obliczenie lokalnego iloczynu $I_L = [Ca^{2+}] \cdot [F^-]^2$:
$I_L = [Ca^{2+}] \cdot [F^-]^2 = 3{,}25 \cdot 10^{-3} \cdot (1{,}40 \cdot 10^{-3})^2 = 6{,}37 \cdot 10^{-9}$
Porównanie obliczonego I_L z iloczynem rozpuszczalności CaF_2:
$6{,}37 \cdot 10^{-9} > 3{,}16 \cdot 10^{-11}$
Lokalny iloczyn stężeń jonów wapnia i fluorkowych ma większą wartość niż iloczyn rozpuszczalności, zatem w zlewce wytrąca się osad.

Zadanie 76.
a) I i III
b) 1. $\underline{CaH_2}$, $\underline{H_2O}$
2. <u>pobiera</u>, <u>sześć</u>
3. <u>2 mole</u>, <u>utlenienia</u>
4. <u>4*s*</u>

Zadanie 77.
a)

Reakcja I		Reakcja II	
utleniacz	reduktor	utleniacz	reduktor
MnO_4^-	S^{2-}	SO_4^{2-}	I^-

b) Stosunek molowy reduktora do utleniacza = 8 : 1 *lub* 4 do 1 *lub* $\frac{n_{red.}}{n_{utl.}} = \frac{8}{1}$

Zadanie 78.
a) Równanie procesu redukcji: $MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \rightarrow Mn^{2+} + 4H_2O \quad | \cdot 2$
Równanie procesu utleniania: $S^{2-} \rightarrow S + 2e^- \quad | \cdot 5$
b) $2MnO_4^- + 5S^{2-} + 16H^+ \rightarrow 2Mn^{2+} + 5S + 8H_2O$

Zadanie 79.
ołów

Zadanie 80.
$Cu^{2+} + Pb \rightarrow Cu + Pb^{2+}$

Zadanie 81.
<u>utlenieniu</u>, <u>reduktora</u>, <u>dawcą</u>

Zadanie 82.
$As_2O_5 + 3H_2O \xrightarrow{H^+} 2H_3AsO_4$ *lub* $As_2O_5 + 3H_2O \rightarrow 2H_3AsO_4$

Zadanie 83.
a) Równanie procesu utleniania: $Sn^{2+} \rightarrow Sn^{4+} + 2e^- \quad | \cdot 1$
Równanie procesu redukcji: $H_3AsO_4 + 2H^+ + 2e^- \rightarrow H_3AsO_3 + H_2O \quad | \cdot 1$
b) $H_3AsO_4 + Sn^{2+} + \mathbf{2}H^+ \rightarrow H_3AsO_3 + Sn^{4+} + H_2O$

Zadanie 84.
a) Cynk pełni funkcję **reduktora**.
Równanie procesu: $Zn \rightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
b) 6 moli

Zadanie 85.
$519\ g \cdot mol^{-1}$

Zadanie 86.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
Opisana reakcja jest reakcją utleniania i redukcji, ponieważ dochodzi w jej czasie do wymiany elektronów między cząsteczkami arsenowodoru i kationami srebra.
lub
Opisana reakcja jest reakcją utleniania i redukcji, ponieważ widać, że w wyniku tej reakcji srebro zmienia swój stopień utlenienia z I na 0.

Zadanie 89.
a) Wzór ogólny: $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 24H_2O$
Wzór uproszczony: $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$
b) K^+, Al^{3+}, SO_4^{2-}

Zadanie 90.
a) 1. I, II, IV
2. II
b) **Przykłady poprawnych odpowiedzi**
Dane: Szukane:
$m_1 = 27{,}9$ g M_x
$m_2 = 15$ g
Rozwiązanie:
I sposób
27,9 g X – 15 g Cu
x – 64 g $x = 119{,}04$ g
$M_x = 119 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
II sposób
1 mol Cu – 64 g
x moli – 15 g $x = 0{,}234$ mola
27,9 g X – 0,234 mola Cu
x – 1 mol $x = 119$ g
$M_x = 119 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
Odpowiedź: Masa molowa metalu X wynosi $119 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Zadanie 91.
a) $H^+ + OH^- \rightleftarrows H_2O$
b) Stężenie jonów H^+: $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
Stężenie jonów OH^-: $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Zadanie 92.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
Dane: Szukane:
$M_{\text{mieszaniny}} = 3$ g %KOH, %NaOH
$V_{\text{r kwasu}} = 30 \text{ cm}^3$
$c_{\text{m kwasu}} = 2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$
Rozwiązanie:
I sposób
Liczba moli KOH i NaOH
$n_{KOH} + n_{NaOH} = n_{HCl} = n$
$n = 0{,}03 \text{ dm}^3 \cdot 2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 0{,}06$ mola

Masa KOH

x – masa KOH, y – masa NaOH

$$\frac{x}{56} + \frac{y}{40} = 0{,}06$$

$$x + y = 3 \Rightarrow y = 3 - x$$

$$\frac{x}{56} + \frac{3-x}{40} = 0{,}06$$

$$x = 2{,}1 \Rightarrow m_{KOH} = 2{,}1 \text{ g}$$

% KOH i %NaOH

$$\frac{2{,}1 \text{ g}}{3{,}0 \text{ g}} \cdot 100\% = 70\% \text{ KOH}$$

100% – 70% = 30% NaOH

II sposób

Liczba moli KOH i NaOH

$$n_{KOH} + n_{NaOH} = n_{HCl} = n$$

$$n = 0{,}03 \text{ dm}^3 \cdot 2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 0{,}06 \text{ mola}$$

Masa NaOH

x – masa KOH, y – masa NaOH

$$\frac{x}{56} + \frac{y}{40} = 0{,}06$$

$$x + y = 3 \Rightarrow x = 3 - y$$

$$\frac{3-y}{56} + \frac{y}{40} = 0{,}06$$

$$y = 0{,}9 \Rightarrow m_{NaOH} = 0{,}9 \text{ g}$$

% KOH i %NaOH

$$\frac{0{,}9 \text{ g}}{3{,}0 \text{ g}} \cdot 100\% = 30\% \text{ NaOH}$$

100% – 30% = 70% KOH

Odpowiedź: Mieszanina zawierała 70% masowych KOH i 30% masowych NaOH.

Zadanie 93.

C

Zadanie 94.

Przykłady poprawnych odpowiedzi

a) $2\,CrO_4^{2-} + 2\,H_3O^+ \rightleftarrows 2\,HCrO_4^- + 2H_2O$ *lub* $CrO_4^{2-} + H^+ \rightleftarrows HCrO_4^-$

$2\,HCrO_4^- \rightleftarrows Cr_2O_7^{2-} + H_2O$

b) Etap I: $Cr_2O_7^{2-} + 2\,OH^- \rightleftarrows 2\,CrO_4^{2-} + H_2O$

Etap II: $2\,CrO_4^{2-} + 2\,H_3O^+ \rightleftarrows Cr_2O_7^{2-} + 3H_2O$ *lub* $2\,CrO_4^{2-} + H^+ \rightleftarrows Cr_2O_7^{2-} + OH^-$

lub $2\,CrO_4^{2-} + 2\,H_3O^+ \rightleftarrows 2\,HCrO_4^- + 2H_2O$

lub $CrO_4^{2-} + H^+ \rightleftarrows HCrO_4^-$ i $2\,HCrO_4^- \rightleftarrows Cr_2O_7^{2-} + H_2O$

c) Chromiany(VI) są trwałe w środowisku zasadowym, a dichromiany(VI) w środowisku kwasowym.

lub

Chromiany(VI) są trwałe w środowisku zasadowym, a nietrwałe w środowisku kwasowym. Dichromiany(VI) są trwałe w środowisku kwasowym, a nietrwałe w środowisku zasadowym.

Zadanie 95.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
Konfiguracja elektronowa: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ *lub* $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$ *lub* $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ *lub* $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^{10} 4s^2 p^1$
Przynależność do bloku konfiguracyjnego: *p*.

Zadanie 96.
$6s^2 6p^1$, *p*, 6, 1

Zadanie 97.
Przykład poprawnej odpowiedzi

Dane:	Szukane:
$M_{\text{atomowa talu}} = 204{,}38$ u Masy atomowe dwóch izotopów talu: 202,97 u i 204,97 u	x – procent atomów talu o masie atomowej 202,97 u y – procent atomów talu o masie atomowej 204,97 u $y = 100\% - x$

Rozwiązanie:

$$204{,}38 \text{ u} = \frac{202{,}97 \text{ u} \cdot x + 204{,}97 \text{ u} \cdot (100\% - x)}{100\%}$$

$x = 29{,}5\%$
$y = 100\% - 29{,}5\% = 70{,}5\%$

Zadanie 98.
Równanie reakcji termicznego rozkładu: $2BI_3 \rightarrow 2B + 3I_2$
Równanie redukcji tlenku boru metalicznym magnezem: $B_2O_3 + 3Mg \rightarrow 2B + 3MgO$

Zadanie 99.
a) kwas solny
b) Równania reakcji: $Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2$ i $MgO + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$

Zadanie 100.
1. P
2. F
3. F

Zadanie 101.
Ładunek jądra: + 26
Liczba protonów: 26
Liczba elektronów: 26
Liczba neutronów: 30

Zadanie 102.
Przykłady poprawnych odpowiedzi

Dane:	Szukane:
$m_{Fe_xO_y} = 58$ g $m_{H_2O} = 18$ g	ustalenie (potwierdzenie) wzoru sumarycznego redukowanego tlenku żelaza (Fe_xO_y)

Rozwiązanie:
I sposób
$Fe_3O_4 + 4H_2 \rightarrow 3Fe + 4H_2O$
232 g Fe_3O_4 — 4 · 18 g H_2O
58 g Fe_3O_4 — x $x = 18$ g H_2O
II sposób
$Fe_3O_4 + 4H_2 \rightarrow 3Fe + 4H_2O$
232 g Fe_3O_4 — 4 · 18 g H_2O
x — 18 g H_2O $x = 58$ g Fe_3O_4
Odpowiedź: Tak, redukowanym tlenkiem mógł być magnetyt.

Zadanie 103.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
Dane: Szukane:
$m_{Fe} = 4{,}2$ g V_{H_2}
$W = 85\%$
Rozwiązanie:
I sposób
$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$
3 · 56 g Fe — 4 · 22,4 dm^3 H_2
4,2 g Fe — x $x = 2{,}24$ dm^3 H_2
2,24 dm^3 H_2 — 100%
y — 85% $y = 1{,}904$ dm^3 H_2
II sposób
$3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2$
$$n_{Fe} = \frac{4{,}2\text{ g}}{56\text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0{,}075\text{ mola}$$
3 mole Fe — 4 · 22,4 dm^3 H_2
0,075 mola Fe — x $x = 2{,}24$ dm^3 H_2
2,24 dm^3 H_2 — 100%
y — 85% $y = 1{,}904$ dm^3 H_2

Zadanie 104.
Równanie reakcji 1.: $3Fe + 2O_2 \rightarrow Fe_3O_4$
Równanie reakcji 2.: $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2$
Równanie reakcji 3.: $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$

Zadanie 105.
a) Odczyn: kwasowy
Równanie reakcji w formie jonowej skróconej: $Fe^{3+} + 3H_2O \rightleftarrows Fe(OH)_3 + 3H^+$
lub $Fe^{3+} + \cancel{3Cl^-} + 3H_2O \rightleftarrows Fe(OH)_3 + 3H^+ + \cancel{3Cl^-}$
lub $Fe^{3+} + 6H_2O \rightleftarrows Fe(OH)_3 + 3H_3O^+$
b) Fe^{3+}, Cl^-, H^+ *lub* H_3O^+, H_2O, $Fe(OH)_3$ (*ewentualnie*: $Fe(OH)^{2+}$, $Fe(OH)_2^+$)
lub
Fe^{3+}, Cl^-, H^+ *lub* H_3O^+, H_2O, $Fe(OH)_3$, OH^- (*ewentualnie*: $Fe(OH)^{2+}$, $Fe(OH)_2^+$)

Zadanie 106.
a) **Przykład poprawnej odpowiedzi**
Opis doświadczenia: Do wodnego roztworu chlorku żelaza(III) należy dodać wodny roztwór wodorotlenku sodu. W wyniku przemiany wytrąci się osad, który należy odsączyć (oddzielić od roztworu) i następnie wyprażyć.
b) $FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$
$2Fe(OH)_3 \xrightarrow{T} Fe_2O_3 + 3H_2O$

Zadanie 107.
1. P
2. P
3. F

Zadanie 108.
a) Probówka I: Osad roztworzył się.
Probówka II: Osad roztworzył się.
b) Probówka I: $Al_2O_3 + 3H_2O + 2OH^- \rightarrow 2[Al(OH)_4]^-$
Probówka II: $Al_2O_3 + 6H^+ \rightarrow 2Al^{3+} + 3H_2O$
c) Al_2O_3 ma charakter amfoteryczny.

Zadanie 109.
Przykład poprawnej odpowiedzi
Numer probówki: I (probówka z magnezem).
Uzasadnienie: W przeprowadzonym doświadczeniu reakcja z kwasem siarkowym(VI) każdego użytego metalu zachodzi w stosunku molowym 1 : 1, a ilość wydzielonego wodoru jest równa liczbie moli wziętego do reakcji metalu. Magnez ma najmniejszą masę molową w porównaniu z pozostałymi metalami, czyli żelazem i cynkiem, co oznacza, że w 1 g magnezu jest największa liczba moli, dlatego objętość wydzielonego wodoru też była największa.

Zadanie 110.
magnez, cynk, żelazo

Zadanie 111.
Stopień utlenienia chromu w jonie $Cr_2O_4^{2-}$: III *lub* 3

Zadanie 112.
Przykład prawnej odpowiedzi
Dane:
$m_{rudy} = 280$ t
$m_{koksu} = 48$ t
% zanieczyszczeń = 20%
Wydajność procesu technologicznego $W = 75\%$
$M_C = 12\ g \cdot mol^{-1}$
$M_{FeCr_2O_4} = M_{Fe} + 2M_{Cr} + 4M_O = 1 \cdot 56\ g \cdot mol^{-1} +$
$+ 2 \cdot 52\ g \cdot mol^{-1} + 4 \cdot 16\ g \cdot mol^{-1} = 224\ g \cdot mol^{-1}$
Szukane:
m_{Cr}
[1] Rozwiązanie:
Obliczenie masy czystego chromitu $FeCr_2O_4$ w rudzie chromitowej:
$m_{FeCr_2O_4} = (100\% - 20\%)m_{rudy} = 80\% \cdot 280\ t = 0,80 \cdot 280\ t = 224\ t$

Obliczenie stosunku masy chromitu i węgla wynikającego z równania reakcji:

$$\frac{m_{FeCr_2O_4}}{m_C} = \frac{n_{FeCr_2O_4} \cdot M_{FeCr_2O_4}}{n_C \cdot M_C} = \frac{1\text{ mol} \cdot M_{FeCr_2O_4}}{4\text{ mole} \cdot M_C} = \frac{1\text{ mol} \cdot 224\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{4\text{ mole} \cdot 12\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \frac{224}{48} \quad \Rightarrow \text{do redukcji}$$

224 t czystego chromitu potrzeba 48 t węgla (koksu) $\Rightarrow$ w procesie technologicznym użyto substratów w ilościach stechiometrycznych.

Obliczenie masy chromu *x* przy założeniu, że wydajność procesu jest równa 100%:

$$\frac{m_{FeCr_2O_4}}{x} = \frac{n_{FeCr_2O_4} \cdot M_{FeCr_2O_4}}{n_{Cr} \cdot M_{Cr}} = \frac{1\text{ mol} \cdot M_{FeCr_2O_4}}{2\text{ mole} \cdot M_{Cr}} = \frac{1\text{ mol} \cdot 224\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}{2\text{ mole} \cdot 52\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = \frac{224}{104} \quad \Rightarrow$$

$$x = \frac{104 \cdot m_{FeCr_2O_4}}{224} = \frac{104 \cdot 224\text{ t}}{224} = 104\text{ t}$$

Obliczenie masy chromu m_{Cr} z uwzględnieniem wydajność procesu równej 75%:

$$m_{Cr} = 75\%x = 0,75x = 0,75 \cdot 104\text{ t} = 78\text{ t}$$

Odpowiedź: W procesie otrzymano 78 t chromu.

Zadanie 113.

Równanie reakcji żelaza z kwasem solnym: $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$

Równanie reakcji żelaza z parą wodną: $3Fe + 4H_2O \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$

Zadanie 114.

$Fe^{2+} + 2OH^- \rightarrow Fe(OH)_2$

Zadanie 115.

1. F
2. F
3. P

Zadanie 116.

Równanie procesu redukcji: $H_2O_2 + 2e^- \rightarrow 2OH^-$

Równanie procesu utlenienia: $Fe(OH)_2 + OH^- \rightarrow Fe(OH)_3 + 1e^-$

Zadanie 117.

Charakter chemiczny związku Z: amfoteryczny.

Wybrane odczynniki:

1) kwas solny o stężeniu 36,5% masowych,
2) stężony gorący wodny roztwór wodorotlenku potasu.

Zadanie 118.

Przykład poprawnej odpowiedzi

a) Jeżeli po zmieszaniu żółtego proszku z wodą obserwowano nie tylko jego rozpuszczanie w wodzie, ale także pienienie się zawartości kolby, oznacza to, że otrzymany przez uczniów produkt spalania sodu reaguje z wodą, a jednym z produktów tej reakcji jest gaz.

b) Sód spalany w tlenie tworzy nadtlenek sodu, który podczas reakcji z wodą daje wodorotlenek sodu i tlen.

Zadanie 119.

Równanie reakcji: $2Na + O_2 \rightarrow Na_2O_2$

Zadanie 122.
a) $Na_2S + 2H_2SO_4 \rightarrow H_2S + Na_2SO_4$
b) Wytrącił się (czarny) osad.
$Cu^{2+} + H_2S \rightarrow CuS + 2H^+$

Zadanie 123.
Stopień utlenienia azotu w amidku sodu: –III

Zadanie 124.
Przykład poprawnej odpowiedzi
Dane: Szukane:
$V_{N_2} = V_{\text{poduszki}} = 12\ \text{dm}^3$ p
$m_{NaN_3} = 13{,}00\ \text{g}$
$t = 22{,}00\ ^\circ\text{C} \quad \Rightarrow \quad T = (273{,}15 + 22{,}00)\ \text{K} = 295{,}15\ \text{K}$
$M_{NaN_3} = M_{Na} + 3\,M_N = (23 + 3\cdot 14)\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1} = 65\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$
$R = 83{,}1\ \dfrac{\text{hPa}\cdot\text{dm}^3}{\text{mol}\cdot\text{K}}$.
Rozwiązanie:
Obliczenie liczby moli azotu:
Z równania reakcji $2NaN_3 \rightarrow 2Na + 3N_2$:

$$n_{N_2} = \frac{3}{2} n_{NaN_3} = \frac{3m_{NaN_3}}{2M_{NaN_3}} = \frac{3\cdot 13{,}00\ \text{g}}{2\cdot 65\ \text{g}\cdot\text{mol}^{-1}} = 0{,}3\ \text{mola}$$

Obliczenie ciśnienia w poduszce:

$$pV = nRT \ \Rightarrow \quad p = \frac{n_{NaN_3} RT}{V} = \frac{0{,}3\ \text{mol}\cdot 83{,}1\ \frac{\text{hPa}\cdot\text{dm}^3}{\text{mol}\cdot\text{K}}\cdot 295{,}15\ \text{K}}{12\ \text{dm}^3} = 613{,}17\ \text{hPa} \approx 613\ \text{hPa}$$

Odpowiedź: Ciśnienie panujące w poduszce powietrznej: 613 hPa.

Zadanie 125.
$4NH_3 + 3O_2 \rightarrow 2N_2 + 6H_2O$

Zadanie 126.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
Kolba I: Po wkropleniu kwasu solnego obserwujemy pienienie się roztworu w zetknięciu z czarną substancją stałą, a ilość tej substancji się zmniejsza.
lub
Po wkropleniu kwasu solnego można zaobserwować wydzielanie się bezbarwnego gazu.
Kolba II: Z bezbarwnego i klarownego roztworu wytrąca się biały osad.
lub
Bezbarwny roztwór najpierw mętnieje, a potem obserwujemy wytrącanie białego osadu.

Zadanie 127.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
Dane: Szukane:
$V_{HCl} = 10\ \text{cm}^3 = 10\cdot 10^{-3}\ \text{dm}^3$ V_{H_2S}, cm^3
$c_{HCl} = 5\ \text{mol}\cdot\text{dm}^{-3}$
w warunkach normalnych objętość molowa gazu

$V_{mol} = 22,4 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Rozwiązanie:

I sposób

$V_{H_2S} = n_{H_2S} \cdot V_{mol}$

Z równania reakcji

$\frac{n_{H_2S}}{n_{HCl}} = \frac{1}{2} \quad \Rightarrow \quad n_{H_2S} = \frac{1}{2} n_{HCl}$ i $n_{HCl} = c_{HCl} \cdot V_{HCl} \quad \Rightarrow$

$V_{H_2S} = \frac{1}{2} n_{HCl} \cdot V_{mol} = \frac{1}{2} c_{HCl} \cdot V_{HCl} \cdot V_{mol} \quad \Rightarrow$

$V_{H_2S} = \frac{1}{2} \cdot 5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 10 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \cdot \text{mol}^{-1}$

$V_{H_2S} = 0,56 \text{ dm}^3 = 560 \text{ cm}^3$

II sposób

$n_{HCl} = c_{HCl} \cdot V_{HCl} \quad \Rightarrow \quad n_{HCl} = 5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 10 \cdot 10^{-3} \text{ dm}^3 = 0,05 \text{ mol}$

Z równania reakcji

2 mole HCl —— 22,4 dm^3 H_2S

0,05 mola HCl —— x

$2 \text{ mole} \cdot x = 22,4 \text{ dm}^3 \cdot 0,05 \text{ mola} \quad \Rightarrow \quad x = \frac{22,4 \text{ dm}^3 \cdot 0,05 \text{ mola}}{2 \text{ mole}} = 0,56 \text{ dm}^3 = 560 \text{ cm}^3$

Odpowiedź: Powstanie 560 cm^3 siarkowodoru.

Zadanie 128.

Przykłady poprawnych odpowiedzi

Dane: Szukane:

$V = 50 \text{ cm}^3 = 0,050 \text{ dm}^3$ $c_{Zn^{2+}}$

$m_{ZnO} = 243 \text{ mg} = 0,243 \text{ g}$

$M_{ZnO} = 81 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Rozwiązanie:

I sposób

$n_{Zn^{2+}} = n_{ZnO} = \frac{m_{ZnO}}{M_{ZnO}}$

$c_{Zn^{2+}} = \frac{n_{Zn^{2+}}}{V} = \frac{n_{ZnO}}{V} = \frac{m_{ZnO}}{M_{ZnO} \cdot V}$

$c_{Zn^{2+}} = \frac{0,243 \text{ g}}{81 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,050 \text{ dm}^3} = 0,06 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

II sposób

1 mol Zn^{2+} —— 81 g ZnO

x —— 0,243 g ZnO

$x = \frac{1 \text{ mol} \cdot 0,243 \text{ g}}{81 \text{ g}} = 0,003 \text{ mola } Zn^{2+}$

0,003 mola Zn^{2+} —— 50 cm^3=0,050 dm^3 roztworu
y —— 1 dm^3 roztworu

$$y = \frac{1\,dm^3 \cdot 0{,}003\,mola}{0{,}050\,dm^3} = 0{,}06\ mola$$

III sposób
Z równania reakcji
1 mol ZnS —— 1 mol ZnO i $M_{ZnS} = 97\ g \cdot mol^{-1}$ oraz $M_{ZnO} = 81\ g \cdot mol^{-1}$ $\Rightarrow$
97 g ZnS —— 81 g ZnO
x —— 0,243 g ZnO

x = 0,291 g ZnS
$M_{ZnCl_2} = 136\ g \cdot mol^{-1}$
136 g $ZnCl_2$ —— 97 g ZnS
y —— 0,291 g

y = 0,408 g $ZnCl_2$
136 g $ZnCl_2$ —— 1 mol
0,408 g —— z

$$z = 3 \cdot 10^{-3}\ mol \text{ i } c_m = \frac{3 \cdot 10^{-3}\ mol}{50 \cdot 10^{-3}\ dm^3} = 0{,}06\ mol \cdot dm^{-3}$$

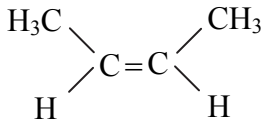
Odpowiedź: Stężenie molowe jonów cynku w badanym roztworze było równe $0{,}06\ mol \cdot dm^{-3}$.

Zadanie 131.

Produkt stanowiący 70% mieszaniny	
Wzór	Nazwa
$CH_3CH=C(CH_3)_2$	2-metylobut-2-en

Produkt stanowiący 30% mieszaniny	
Wzór	Nazwa
$CH_3CH_2(CH_3)C=CH_2$	2-metylobut-1-en

Zadanie 132.



Zadanie 133.
Przykład poprawnej odpowiedzi
nie tworzy izomerów, jeden z atomów węgla uczestniczących w wiązaniu podwójnym związany jest z dwoma takimi samymi podstawnikami (atomami wodoru)

Zadanie 134.
Przykład poprawnych odpowiedzi

Dane: Szukane:
$W_I = 85\%$ W_C
$W_{II} = 80\%$
$W_{III} = 95\%$
Rozwiązanie:

I sposób

$W_C = 0{,}85 \cdot 0{,}80 \cdot 0{,}95 \cdot 100\% = 64{,}6\%$

II sposób

$$W_C = \frac{85\%}{100\%} \cdot \frac{80\%}{100\%} \cdot \frac{95\%}{100\%} \cdot 100\% = 64{,}6\%$$

Odpowiedź: Całkowita wydajność procesu wynosi 64,6%.

Zadanie 135.

I: $CaC_2 + 2H_2O \rightarrow Ca(OH)_2 + CH{\equiv}CH$

II: $CH{\equiv}CH + H_2O \xrightarrow{(kat.)} CH_3CHO$

III: $CH_3CHO + 1/2O_2 \xrightarrow{(kat.)} CH_3COOH$

Uwaga: *Elementy rozwiązania umieszczone w nawiasie nie są wymagane.*

Zadanie 136.
Przykłady poprawnych odpowiedzi

Dane: Szukane:
$m_{CaC_2} = 1$ kg $V_{zw.\ organicznego}$
$W_I = 85\%$
Rozwiązanie:

I sposób

$CaC_2 \xrightarrow{I} C_2H_2$

1 kg = 1000 g

1000 g — 100%

x — 20% $x = 200$ g $\Rightarrow m_{karbidu} = 800$ g

64 g CaC_2 — 22,4 dm^3

800 g CaC_2 — y $y = 280\ dm^3$

280 dm^3 — 100%

z — 85% $z = 238\ dm^3$

II sposób

$CaC_2 \xrightarrow{I} C_2H_2$

1 kg = 1000 g

1000 g — 100%

$$x \text{ — } 20\% \quad x = 200\text{ g} \Rightarrow m_{karbidu} = 800\text{ g} \Rightarrow n_{karbidu} = \frac{800\text{ g}}{64\text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 12{,}5\text{ mola}$$

1 mol CaC_2 — 22,4 dm^3

12,5 mola CaC_2 — y $y = 280\ dm^3$

280 dm^3 — 100%

z — 85% $z = 238\ dm^3$

Odpowiedź: W wyniku przemiany powstanie 238 dm^3 związku organicznego.

Zadanie 137.
a) $C_2H_4\,(g) + 3O_2\,(g) \rightarrow 2CO_2\,(g) + 2H_2O\,(g)$
b)

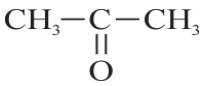
Wzór gazu	Substrat	Wzory sumaryczne produktów	
	O_2	CO_2	H_2O
V, dm^3	0,6	0,4	0,4

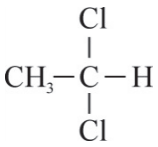
Zadanie 138.
3, 2, *sp*

Zadanie 139.
Nazwa systematyczna: etanal
Stopnie utlenienia atomów węgla: – III, I

Zadanie 140.
Przykład poprawnej odpowiedzi
Tak, ponieważ izomery to związki o tym samym wzorze sumarycznym, ale o innej budowie cząsteczki. Metanian metylu to ester ($HCOOCH_3$), a związek organiczny otrzymany w wyniku przemiany III to kwas (CH_3COOH). Oba związki mają takie same wzory sumaryczne: $C_2H_4O_2$.

Zadanie 141.
a) $CH_3{-}CH_3 + 6Cl_2 \xrightarrow{\text{światło}} CCl_3{-}CCl_3 + 6HCl$
b) rodnikowy
c) Liczba cząsteczek: $6 \cdot 0{,}1 \cdot 6{,}023 \cdot 10^{23}$ *lub* $36{,}128 \cdot 10^{22}$

Zadanie 142.
a) 1. I, III
2. I, III
3. III, IV
b) CH_3COCH_3 *lub* 
c) 1. F
2. P
3. F

Zadanie 143.
Etyn: $CH_2{=}CHCl$ *lub* $CH_3{-}CHCl_2$ *lub* 
Metyloamina: $CH_3CH_2NH_3^+Cl^-$ *lub* $CH_3CH_2NH_3Cl$

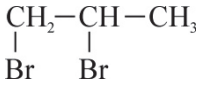
Zadanie 146.
$24{,}08 \cdot 10^{23}$ elektronów *lub* $2{,}408 \cdot 10^{24}$ elektronów *lub* $4 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ elektronów

Zadanie 147.
a) **Przykłady poprawnych odpowiedzi**
Roztwór w probówce III zmienił barwę z pomarańczowej na zielononiebieską, a u wylotu probówki wyczuwalny był zapach acetonu *lub* zapach zmywacza do paznokci lub zapach kleju.
lub
Roztwór w probówce III zmienił barwę na zielononiebieską, a u wylotu probówki wyczuwalny był charakterystyczny zapach.
b) $CH_3CH(OH)CH_3 \rightarrow CH_3COCH_3 + 2H^+ + 2e^-$

Zadanie 148.
1. kwasów karboksylowych, II
2. ketonów, III
3. nie reagują, I

Zadanie 149.
a) Związek I
b) 1. Fenol ma właściwości kwasowe.
2. Fenol jest kwasem słabszym niż kwas węglowy.

Zadanie 150.
a) Wzór związku III:



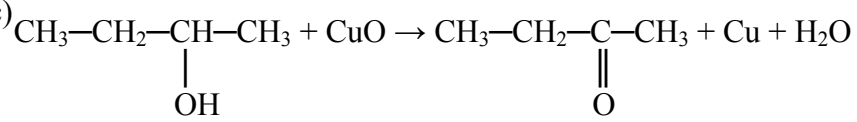
Nazwa systematyczna związku IV: 2-bromopropan
b) Reakcja 1.: eliminacja
Reakcja 5.: substytucja
c) Równanie reakcji 5.: $CH_3CH(Br)CH_3 + NaOH \xrightarrow{woda} CH_3CH(OH)CH_3 + NaBr$

Zadanie 151.
a) Równanie procesu redukcji: $Cr_2O_7^{2-} + 14H^+ + 6e^- \rightarrow 2Cr^{3+} + 7H_2O \quad | \cdot 1$
Równanie procesu utleniania: $CH_3CH(OH)CH_3 \rightarrow CH_3COCH_3 + 2H^+ + 2e^- \quad | \cdot 3$
b) Równanie reakcji: $3CH_3CH(OH)CH_3 + Cr_2O_7^{2-} + 8H^+ \rightarrow 3CH_3COCH_3 + 2Cr^{3+} + 7H_2O$

Zadanie 152.
1. F
2. P
3. F

Zadanie 153.
1. 2-metylo-1-chloropropanu
2. butanon
3. nie ulega

Zadanie 154.
a) **Przykład poprawnej odpowiedzi**
Alkohol I: Miedziany drut pokryty czarnym nalotem zmienił zabarwienie na różowoczerwone.
Alkohol II: Miedziany drut pokryty czarnym nalotem zmienił zabarwienie na różowoczerwone.
Alkohol III: Brak objawów reakcji.
b) Produkt powstały z alkoholu I: 2-metylopropanal
Produkt powstały z alkoholu II: butanon
c)



Zadanie 157.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
a) Doświadczenie A:
Probówka I: powstaje lustro srebrne *lub* wydziela się czarny osad.
Probówka II: powstaje lustro srebrne *lub* wydziela się czarny osad.
b) Doświadczenie B:
Probówka I: zanika osad lub ginie osad, powstaje roztwór o zabarwieniu szafirowym.
Probówka II: brak objawów reakcji
c) 1. Metanal i glukoza wykazują właściwości redukujące.
2. Glukoza jest związkiem polihydroksylowym.
lub
W cząsteczce glukozy jest kilka grup hydroksylowych, metanal jest aldehydem i jego cząsteczka nie zawiera takich grup.

d) $HCHO + 2[Ag(NH_3)_2]OH \xrightarrow{(T)} HCOOH + 2Ag + 4NH_3 + H_2O$
lub

$HCHO + Ag_2O \xrightarrow{(T)} HCOOH + 2Ag$

Zadanie 158.

Związek X	Związek Y	Związek Z
$CH_3{-}\underset{\displaystyle CH_2Cl}{\underset{\vert}{CH}}{-}CH_3$	$CH_3{-}\underset{\displaystyle CH_2OH}{\underset{\vert}{CH}}{-}CH_3$	$CH_3{-}\underset{\displaystyle CHO}{\underset{\vert}{CH}}{-}CH_3$

Zadanie 159.
Równanie reakcji III:

$$CH_3{-}\underset{\displaystyle CHO}{\underset{\vert}{CH}}{-}CH_3 + Ag_2O \rightarrow CH_3{-}\underset{\displaystyle COOH}{\underset{\vert}{CH}}{-}CH_3 + 2Ag$$

Typ reakcji I: substytucja

Zadanie 162.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
a) Probówka I: Początkowo roztwór w probówce zabarwił się na fioletowo, a pod wpływem ogrzewania odbarwił się.
lub
Pod wpływem ogrzewania powstały fioletowy roztwór odbarwił się, a mieszanina pieniła się.
lub
Pod wpływem ogrzewania powstały fioletowy roztwór odbarwił się i wydzielał się gaz.
Probówka III: Wydzielał się gaz.
b) Probówka II: $HCOOH \xrightarrow{(H_2SO_4\ st.)} CO + H_2O$
Probówka III: $2HCOOH + Mg \rightarrow (HCOO)_2Mg + H_2$

Zadanie 163.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
Wykonanie w probówce I podobnej próby, w której zamiast kwasu metanowego użyjemy kwasu etanowego, nie doprowadzi do tego samego efektu, bo w cząsteczce kwasu etanowego nie ma grupy aldehydowej.

lub
Wykonanie w probówce I podobnej próby, w której zamiast kwasu metanowego użyjemy kwasu etanowego, nie doprowadzi do tego samego efektu, bo kwas etanowy nie ma właściwości redukujących.
lub
Wykonanie w probówce I podobnej próby, w której zamiast kwasu metanowego użyjemy kwasu etanowego, nie doprowadzi do odbarwienia fioletowego roztworu, bo w cząsteczce kwasu etanowego nie ma grupy aldehydowej.
lub
Wykonanie w probówce I podobnej próby, w której zamiast kwasu metanowego użyjemy kwasu etanowego, nie doprowadzi do odbarwienia fioletowego roztworu, bo kwas etanowy nie ma właściwości redukujących.

Zadanie 164.
A. 2.

Zadanie 165.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
Dane:
$m_{r1} = 200$ g
$c_{p1} = 10\%$
$c_{p2} = 6\%$
Szukane:
m_{wody}
Rozwiązanie:
I sposób
Masa substancji rozpuszczonej

$$m_s = \frac{c_{p1} \cdot m_{r1}}{100\%}$$

$$m_s = \frac{10\% \cdot 200\ \text{g}}{100\%}$$

$m_s = 20$ g
Masa roztworu kwasu octowego o stężeniu 6%

$$m_{r2} = \frac{m_s \cdot 100\%}{c_{p2}}$$

$$m_{r2} = \frac{20\ \text{g} \cdot 100\%}{6\%}$$

$m_{r2} = 333{,}3$ g
Masa wody, którą należy dodać
$m_w = 333{,}3\ \text{g} - 200\ \text{g} = 133{,}3$ g
II sposób
Masa substancji rozpuszczonej

$$\frac{x}{10\%} = \frac{200\ \text{g}}{100\%}$$

$x = m_s = 20$ g
Masa roztworu kwasu octowego o stężeniu 6%

$$\frac{20\ \text{g}}{6\%} = \frac{y}{100\%}$$

$y = m_{r2} = 333{,}3$ g

Masa wody, którą należy dodać
$m_w = 333{,}3\ g - 200\ g = 133{,}3\ g$
III sposób
Masa roztworu kwasu octowego o stężeniu 6%

$$\frac{10\% \cdot 200\ g}{100\%} = \frac{6\% \cdot x}{100\%}$$

$x = m_{r2} = 333{,}3\ g$
Masa wody, którą należy dodać
$m_w = 333{,}3\ g - 200\ g = 133{,}3\ g$
Odpowiedź: Należy dodać 133,3 g wody.

Zadanie 166.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
1) Zważenie na wadze laboratoryjnej pustej zlewki.
2) Dodanie do pustej zlewki takiej masy wody destylowanej, aby masa zlewki z wodą zwiększyła się o 133,3 g (ważenie na wadze laboratoryjnej).
3) Wlanie (całej objętości) roztworu kwasu octowego o stężeniu 10% do zlewki, w której znajduje się 133,3 g wody destylowanej.
4) Wymieszanie roztworu bagietką.
lub
1) Zważenie na wadze laboratoryjnej pustej zlewki.
2) Dodanie do pustej zlewki takiej masy wody destylowanej, aby masa zlewki z wodą zwiększyła się o 133,3 g (ważenie na wadze laboratoryjnej).
3) Dodanie odważonej masy wody destylowanej (133,3 g) do zlewki z roztworem kwasu octowego o stężeniu 10%.
4) Wymieszanie roztworu bagietką.
Uwaga: *Elementy rozwiązania umieszczone w nawiasie nie są wymagane.*

Zadanie 167.
Przykłady poprawnych odpowiedzi
Dane:
$c_{p1} = 10{,}00\%$
$c_{p2} = 6{,}00\%$
$d_1 = 1{,}0121\ g \cdot cm^{-3}$
$d_2 = 1{,}0066\ g \cdot cm^{-3}$
$m_{r1} = 200\ g$
Szukane:
c_{m1}, c_{m2}
Rozwiązanie:
I sposób
Stężenie molowe roztworu kwasu octowego o stężeniu procentowym 10%
$M_{CH_3COOH} = 60\ g \cdot mol^{-1}$

$$c_p = \frac{m}{m_r} \cdot 100\% \Rightarrow m = \frac{c_p \cdot m_r}{100\%}$$

$m_r = d \cdot V_r$

$$c_m = \frac{n}{V_r} = \frac{m}{M \cdot V_r} \Rightarrow m = c_m \cdot M \cdot V_r$$

$$c_{m1} = \frac{C_{p1} \cdot d_1}{M \cdot 100\%}$$

$$c_{m1} = \frac{10{,}00\% \cdot 1012{,}1\ \text{g} \cdot \text{dm}^{-3}}{60\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 100\%}$$

$$c_{m1} = 1{,}687\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Stężenie molowe roztworu kwasu octowego o stężeniu procentowym 6,00%

$$M_{CH_3COOH} = 60\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$c_p = \frac{m}{m_r} \cdot 100\% \Rightarrow m = \frac{c_p \cdot m_r}{100\%}$$

$$m_r = d \cdot V_r$$

$$c_m = \frac{n}{V_r} = \frac{m}{M \cdot V_r} \Rightarrow m = c_m \cdot M \cdot V_r$$

$$c_{m2} = \frac{c_{p2} \cdot d_2}{M \cdot 100\%}$$

$$c_{m2} = \frac{6{,}00\% \cdot 1006{,}6\ \text{g} \cdot \text{dm}^{-3}}{60\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 100\%}$$

$$c_m = 1{,}007\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

II sposób

Stężenie molowe roztworu kwasu octowego o stężeniu procentowym 10,00%

$$M_{CH_3COOH} = 60\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_s = 20\ \text{g}$$

$$V_r = \frac{m_r}{d}$$

$$V_{r1} = \frac{200\ \text{g}}{1012{,}1\ \text{g} \cdot \text{dm}^{-3}} = 0{,}1976\ \text{dm}^3$$

$$c_m = \frac{n}{V_r} = \frac{m}{M \cdot V_r}$$

$$c_{m1} = \frac{20\ \text{g}}{60\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0{,}1976\ \text{dm}^{-3}}$$

$$c_{m1} = 1{,}687\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Stężenie molowe roztworu kwasu octowego o stężeniu procentowym 6,00%

$$M_{CH_3COOH} = 60\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$c_p = \frac{m}{m_r} \cdot 100\% \Rightarrow m = \frac{c_p \cdot m_r}{100\%}$$

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

$$m_{r2} = \frac{20\ \text{g} \cdot 100\%}{6{,}00\%}$$

$$m_{r2} = 333{,}3\ \text{g}$$

$$V_r = \frac{m_r}{d}$$

$$V_{r2} = \frac{333{,}3\ \text{g}}{1006{,}6\ \text{g} \cdot \text{dm}^{-3}}$$

$V_{r2} = 0{,}331\ \text{dm}^3$

$$c_m = \frac{n}{V_r} = \frac{m}{M \cdot V_r}$$

$$c_{m2} = \frac{20\ \text{g}}{60\ \text{g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0{,}331\ \text{dm}^3}$$

$c_{m2} = 1{,}007\ \text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Odpowiedź: Stężenie molowe roztworu kwasu octowego o stężeniu procentowym 10,00% wynosi 1,687 $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, a stężenie molowe roztworu kwasu octowego o stężeniu procentowym 6,00% wynosi 1,007 $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Zadanie 170.

A

Zadanie 171.

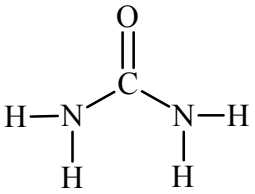
Wzór półstrukturalny związku A: $(CH_3)_2CH–COONa$ *lub* $(CH_3)_2CH–COO^-Na^+$

Wzór półstrukturalny związku B: $(CH_3)_2CH–OH$

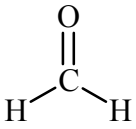
Nazwa wiązania: estrowe

Zadanie 174.

a) Mocznik



Metanal (aldehyd mrówkowy)



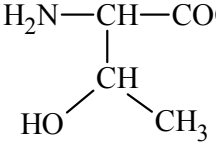
b) $CO(NH_2)_2 + H_2SO_4 + H_2O \rightarrow CO_2 + (NH_4)_2SO_4$

Zadanie 175.

a) B

b) Wzór soli: $CH_3–CH(OH)–CH(NH_2)–COONa$ *lub* $CH_3–CH(OH)–CH(NH_2)–COO^-Na^+$

lub



Treonina wykazuje właściwości kwasowe.

Zadanie 176.

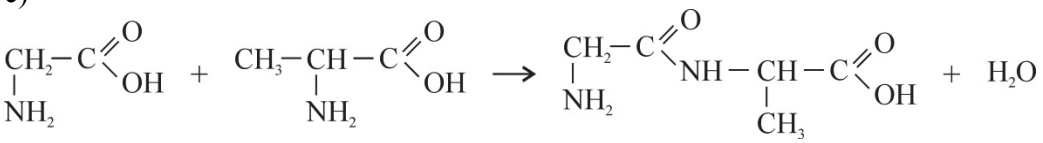
a)

Sprzężona para	
kwas	zasada
$CH_3–CH(NH_3^+)–COO^-$	$CH_3–CH(NH_2)–COO^-$
H_2O	OH^-

b) Wzór jonu w roztworze o pH > 7: $CH_3–CH(NH_2)–COO^-$

Wzór jonu w roztworze o pH < 5: $CH_3–CH(NH_3^+)–COOH$

c)



d) A. 1.

Zadanie 177.

a) **Przykłady poprawnych odpowiedzi**

Probówka I: Białko ścina się.

lub Pojawia się żółte zabarwienie roztworu.

Probówka II: Białko ścina się (wytrąca się osad).

b) Nazwy dwóch aminokwasów wybranych spośród: fenyloalanina, tyrozyna, tryptofan.

Zadanie 180.

a) 1. F

2. P

3. P

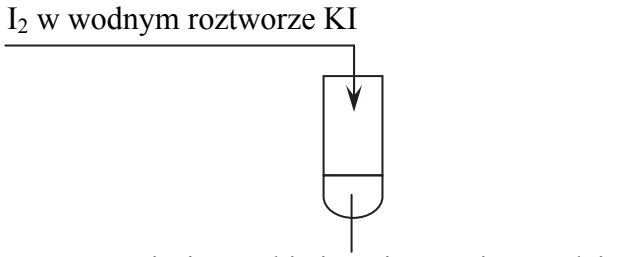
b) 1. nie ma właściwości redukujących, ma właściwości redukujące

2. jest

3. glukozy i fruktozy

Zadanie 181.

a)



b) Zawartość probówki zabarwi się na granatowo.

Zadanie 182.

1. α-glikozydowymi
2. mniejsza
3. roślinnym

4. Wykaz umiejętności ogólnych i szczegółowych sprawdzanych zadaniami

Zadanie 1.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 2) odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych ([…] organicznych) o podanych wzorach […]; 4) ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego ([…] i organicznego) na podstawie jego składu wyrażonego w % masowych i masy molowej;

Zadanie 2.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 1) stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra);

Zadanie 3.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] mola […];

Zadanie 4.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] mola […];

Zadanie 5.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] i zjawiska chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 2) odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych […]) […]; 5) dokonuje interpretacji […] ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym i objętościowym (dla gazów); 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria […] równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych;

Zadanie 6.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 5) dokonuje interpretacji […] ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym […] i objętościowym (dla gazów); 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] mola […]; 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej […]; 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych; Uczeń: 2) wykonuje obliczenia […] z zastosowaniem pojęć stężenie […] molowe;

Zadanie 7.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia;
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym i objętościowym;

Zadanie 8.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], opisuje właściwości […] związków chemicznych, dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami […] fizycznymi […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 2) odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych […]) o podanych wzorach […]; 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] mola dotyczące […] (stechiometria wzorów […]);

Zadanie 9.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 5) dokonuje interpretacji […] ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym […]; 6) wykonuje obliczenia chemiczne z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące mas […] produktów […] objętości gazów w warunkach normalnych;

Zadanie 10.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych […];

Zadanie 11.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	III etap edukacyjny 1. Substancje i ich właściwości. Uczeń: 6) posługuje się symbolami (zna i stosuje do zapisywania wzorów) pierwiastków: H, O, N, […] C […];

Zadanie 12.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	3. Wiązania chemiczne. Uczeń: 4) zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych […]; 6) określa typ wiązania (σ i π) w prostych cząsteczkach;

Zadanie 13.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	3. Wiązania chemiczne. Uczeń: 4) zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych […] z uwzględnieniem wiązań koordynacyjnych […]; 5) rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp, sp^2, sp^3) w prostych cząsteczkach nieorganicznych […]; 6) określa typ wiązania (σ i π) w prostych cząsteczkach; 7) opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania ([…] wodorowe) na właściwości […] substancji nieorganicznych i organicznych;

Zadanie 14.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 3) zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z = 36$ […], uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach (zapisy konfiguracji: pełne […] i schematy klatkowe);

Zadanie 15.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […]; III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria reakcji. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji […]; 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych; Uczeń:

	2) wykonuje obliczenia związane […] z zastosowaniem pojęć stężenie […] molowe;

Zadanie 16.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], stawia hipotezy dotyczące wyjaśnienia problemów chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 4) ustala wzór empiryczny […] związku chemicznego (nieorganicznego […]) na podstawie jego składu wyrażonego w % masowych […];

Zadanie 17.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], stawia hipotezy dotyczące wyjaśnienia problemów chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	2. Wiązania chemiczne. Uczeń: 5) wskazuje związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym; 3) zapisuje konfiguracje elektronowe […] jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach ([…] schematy klatkowe);

Zadanie 18.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 3) zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z = 36$ […] uwzględniając rozmieszczenie na podpowłokach (zapisy konfiguracji: pełne […]); 4) określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: […] *d* układu okresowego […].

Zadanie 19.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […]; dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami […]; stawia hipotezy dotyczące wyjaśniania problemów chemicznych […]; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 1) określa liczbę cząstek elementarnych w atomie […]; III etap edukacyjny 2. Wewnętrzna budowa materii. Uczeń: 5) definiuje pojęcie izotopu […];

Zadanie 20.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa […] chemiczne […];

Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 3) oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego […];

Zadanie 21.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], stawia hipotezy dotyczące wyjaśnienia problemów chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 1) określa liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego […]; 3) zapisuje konfiguracje elektronowe […] jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach (zapisy konfiguracji: […], skrócone […]);

Zadanie 22.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], opisuje właściwości […] związków chemicznych, dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami […] fizycznymi […];
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 3) zapisuje konfiguracje elektronowe […] jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach (zapisy […], skrócone […]); 4) określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: *s*, *p* i *d* układu okresowego (konfiguracja elektronów walencyjnych);

Zadanie 23.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], opisuje właściwości […] związków chemicznych, dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami […] fizycznymi […];
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 2) stosuje zasady rozmieszczania elektronów w atomach pierwiastków wieloelektrodowych; 3) zapisuje konfiguracje elektronowe […] jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach (zapisy […], skrócone […]);

Zadanie 24.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], stawia hipotezy dotyczące wyjaśnienia problemów chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 1) określa liczbę cząstek elementarnych w atomie […]; 5) wskazuje związek pomiędzy budowa atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym; 3. Wiązania chemiczne. Uczeń: 2) stosuje pojęcie elektroujemności do określenia (na podstawie różnicy elektroujemności i liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków) rodzaju wiązania jonowe […];

Zadanie 25.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych, [...]. Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji;
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 3) zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z = 36$ […], uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach (zapisy konfiguracji: pełne […]);

Zadanie 26.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych, [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne;[…]; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 2) stosuje zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach w atomach pierwiastków wieloelektronowych; 4) określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: *s*, *p* i *d* układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych);

Zadanie 27.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; […]; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 2) stosuje zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach w atomach pierwiastków wieloelektronowych; 3) zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z = 36$ […], uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach (zapisy konfiguracji: pełne […]);

Zadanie 28.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; […] na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 1) określa liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego, na podstawie zapisu ${}_{Z}^{A}E$;

Zadanie 29.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; […] na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 1) określa liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego, na podstawie zapisu ${}^{A}_{Z}E$;

Zadanie 30.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; […] na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 1) określa liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego, na podstawie zapisu ${}^{A}_{Z}E$;

Zadanie 31.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […]; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym i objętościowym (dla gazów); 2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 1) określa liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego, na podstawie zapisu ${}^{A}_{Z}E$;

Zadanie 32.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	3. Wiązania chemiczne. Uczeń: 6) określa typ wiązania (σ lub π) w prostych cząsteczkach;

Zadanie 33.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], opisuje właściwości […] związków chemicznych, dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami […] fizycznymi […];
Wymagania szczegółowe	3.Wiązania chemiczne. Uczeń: 5) rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp, sp^2, sp^3) w prostych cząsteczkach związków […] organicznych; 6) określa typ wiązania (σ i π) w prostych cząsteczkach;

Zadanie 34.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], opisuje właściwości […] związków chemicznych, dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami […] fizycznymi […];
Wymagania szczegółowe	3. Wiązania chemiczne. Uczeń: 5) rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp, sp^2, sp^3) w prostych cząsteczkach związków […] organicznych; 9. Węglowodory. Uczeń: 8) opisuje właściwości chemiczne alkenów na przykładzie reakcji: przyłączanie (addycja): […] Br_2 […];

Zadanie 35.

Wymagania ogólne	III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	3. Wiązania chemiczne. Uczeń: 5) rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp, sp^2, sp^3) w prostych cząsteczkach związków […] organicznych; 9. Węglowodory. Uczeń: 8) opisuje właściwości chemiczne alkenów, na przykładzie reakcji: przyłączanie (addycja) […]. Br_2, […]; przewiduje […] zachowanie wobec zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu […]; 16) projektuje doświadczenia dowodzące różnice we właściwościach węglowodorów nasyconych, nienasyconych […], przewiduje obserwacje, […] ilustruje je równaniami reakcji;

Zadanie 36.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], stawia hipotezy dotyczące wyjaśnienia problemów chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	3. Wiązania chemiczne. Uczeń: 5) rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp, sp^2, sp^3) w prostych cząsteczkach związków nieorganicznych […]; 2) stosuje pojęcie elektroujemności do określenia (na podstawie różnicy elektroujemności i liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków) rodzaju wiązania […]; 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 1) stosuje pojęcie mola […];

Zadanie 37.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […];

	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 4) określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: *s*, *p* i *d* układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych); 3. Wiązania chemiczne. Uczeń: 4) zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych […]; 5) rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp, sp^2, sp^3) w prostych cząsteczkach nieorganicznych […];

Zadanie 38.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych, [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne;[…]; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	3. Wiązania chemiczne. 5) Uczeń rozpoznaje typ hybrydyzacji […] w prostych cząsteczkach związków […] organicznych;

Zadanie 39.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; opisuje właściwości najważniejszych […] związków chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 9) interpretuje wartości stałej dysocjacji […]; 10) porównuje moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji;

Zadanie 40.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; opisuje właściwości najważniejszych […] związków chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda-Lowry'ego;

Zadanie 41.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]. Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; Uczeń rozumie podstawowe pojęcia prawa i zjawiska chemiczne […]; stawia hipotezy dotyczące

	wyjaśniania problemów chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 4) interpretuje zapis $\Delta H < 0$ […] dla określenia efektu energetycznego reakcji; 6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej […]; 7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury […] ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej;

Zadanie 42.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji;
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] mola dotyczące: […] objętości gazów […]; 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej […];

Zadanie 43.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 9) interpretuje wartości […] pH […];

Zadanie 44.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];
Wymagania szczegółowe	4. Kinetyka statyka chemiczna. Uczeń: 5) przewiduje wpływ: stężenia substratów […] na szybkość reakcji […]; 1. Atomy, cząsteczki stechiometria chemiczna. Uczeń: 5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym […];

Zadanie 45.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […]; stawia hipotezy dotyczące wyjaśniania problemów chemicznych […] samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie […];
Wymagania szczegółowe	4.Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 4) interpretuje zapis $\Delta H > 0$ i $\Delta H < 0$ do określenia efektu energetycznego reakcji; 5) przewiduje wpływ: stężenia substratów, […] na szybkość reakcji […];

Zadanie 46.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];

Wymagania szczegółowe	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi; zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji;

Zadanie 47.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 6) […] zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji;

Zadanie 48.

Wymagania ogólne	I Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria reakcji. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji […]; 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych; Uczeń: 2) wykonuje obliczenia związane […] z zastosowaniem pojęć stężenie […] molowe;

Zadanie 49.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi […];

Zadanie 50.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian […] ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej;

Zadanie 51.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń:

	7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury […] na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej;

Zadanie 52.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 7) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian […] stężenia reagentów […] na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej;

Zadanie 53.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; […] na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 10) porównuje moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji;

Zadanie 54.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […]; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda-Lowry`ego;

Zadanie 55.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […];
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 10) pisze równania reakcji: […] wytrącania osadów […] w formie cząsteczkowej […];

Zadanie 56.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 2) wykonuje obliczenia […] z zastosowaniem pojęć stężenie […] molowe; 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń:

	5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym […]; 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] mola […] dotyczące: mas substratów i produktów;

Zadanie 57.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji;
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 2) wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem […] roztworów […]; III etap edukacyjny 5. Woda i roztwory wodne. Uczeń: 4) opisuje różnice pomiędzy roztworem […] nasyconym i nienasyconym; 5) oblicza ilość substancji, którą można rozpuścić w określonej ilości wody […];

Zadanie 58.

Wymagania ogólne	III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 7) przewiduje odczyn roztworu po reakcji ([…] wodorotlenku sodu z kwasem solnym) substancji zmieszanych w ilościach stechiometrycznych […]; 9) podaje przykłady wskaźników pH (fenoloftaleina […]) i omawia ich zastosowanie; bada odczyn roztworu; III etap edukacyjny 6. Kwasy i zasady. Uczeń: 6) wskazuje na zastosowania wskaźników (fenoloftaleiny […]); rozróżnia doświadczalnie kwasy i zasady za pomocą wskaźników; 7. Sole. Uczeń: 1) wykonuje doświadczenia i wyjaśnia przebieg reakcji zobojętnienia (np. HCl + NaOH);

Zadanie 59.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia;
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym […]; 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 2) wykonuje obliczenia związane […] z zastosowaniem pojęć stężenie […] molowe; 7) przewiduje odczyn roztworu po reakcji ([…] wodorotlenku sodu z kwasem solnym) substancji zmieszanych w ilościach […] niestechiometrycznych;

Zadanie 60.

Wymagania ogólne	I.Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów […];
Wymagania szczegółowe	5.Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 10) pisze równania reakcji: zobojętniania, wytrącania osadów […] w formie […] i jonowej (pełnej i skróconej);

Zadanie 61.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […];
Wymagania szczegółowo	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 2) wykonuje obliczenia związane z […] zatężaniem roztworów z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe[…]; III etap edukacyjny 5. Woda i roztwory wodne. Uczeń: 5) […] oblicza ilość substancji, którą można rozpuścić w określonej ilości wody w podanej temperaturze.;

Zadanie 62.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 2) wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem […] z zastosowaniem pojęć […] stężenie molowe; 10) pisze równania reakcji […] wytrącania osadów […]. 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym […]; 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] mola […];

Zadanie 63.

Wymagania ogólne	III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 8) uzasadnia (ilustrując równaniami reakcji) przyczynę […] odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza); 9) […] bada odczyn roztworów; 10) pisze równania reakcji: […] hydrolizy soli w formie cząsteczkowej i jonowej (pełnej i skróconej); 8. Niemetale. Uczeń: 9) opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody […];

Zadanie 64.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria reakcji. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych) […]; 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 2) wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem, rozcieńczaniem i zatężaniem roztworów z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe i molowe;

Zadanie 65.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 5) dokonuje interpretacji jakościowej […] równania reakcji […];

Zadanie 66.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria reakcji. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych) […]; 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 2) wykonuje obliczenia związane […] z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe i molowe;

Zadanie 67.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 2) wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem […] roztworów z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe […];

Zadanie 68.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 2) wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem […] roztworów z zastosowaniem pojęć stężenie […] molowe;

Zadanie 69.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 3) planuje doświadczenie pozwalające otrzymać roztwór o zadanym stężeniu procentowym […];

Zadanie 70.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], opisuje właściwości […] związków chemicznych […]; dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami […] chemicznymi […];
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 7) przewiduje odczyn roztworu po reakcji […] z wodą […]; 8) uzasadnia […] odczyn niektórych roztworów soli (hydroliza); 9) […] bada odczyn roztworu;

Zadanie 71.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], opisuje właściwości […] związków chemicznych […]; dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami […] chemicznymi […];
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 7) przewiduje odczyn roztworu […] z wodą […]; 10) […] pisze równania reakcji […] hydrolizy soli […];

Zadanie 72.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; […] na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 10) pisze równania reakcji: zobojętniania, wytrącania osadów […] soli w formie jonowej (skróconej);

Zadanie 73.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; [...] stawia hipotezy dotyczące wyjaśniania problemów chemicznych […]; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 2) odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych) o podanych wzorach (lub nazwach); 5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym […]; 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych) […]; 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń:

	6) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi; zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji; 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 10) pisze równania reakcji: zobojętniania, wytrącania osadów […];

Zadanie 74.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; opisuje właściwości […] związków chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 5) stosuje zasady bilansu elektronowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania i redukcji (w formie cząsteczkowej i jonowej); 7. Metale. Uczeń: 7) przewiduje produkty redukcji […] dichromianu(VI) potasu w środowisku kwasowym; bilansuje odpowiednie równania reakcji;

Zadanie 75.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 2) wykonuje obliczenia […] z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe i molowe; 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia […] dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria […] równań chemicznych) […]; 6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja; 7. Metale. Uczeń: 7) przewiduje produkty redukcji […] dichromianu(VI) potasu w środowisku kwasowym […];

Zadanie 76.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], stawia hipotezy dotyczące wyjaśnienia problemów chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja; 2) oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w […] cząsteczce związku nieorganicznego […]; 2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 3) […] uwzględnia rozmieszczenie elektronów na podpowłokach […];

Zadanie 77.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], stawia hipotezy dotyczące wyjaśnienia problemów chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia

	utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja; 2) oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w […] cząsteczce związku nieorganicznego […]; 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym […];

Zadanie 78.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja; 2) oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w […] cząsteczce związku nieorganicznego […]; 5) stosuje zasady bilansu elektronowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania – redukcji (w formie […] jonowej;

Zadanie 79.

Wymagania ogólne	III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	7. Metale. Uczeń: 5) przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali […] z roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali;

Zadanie 80.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 5) […] dobiera współczynniki w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie […] jonowej);

Zadanie 81.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja; 3) wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji erdoks;

Zadanie 82.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	III etap edukacyjny

	6. Kwasy i zasady. Uczeń: 3) […] zapisuje odpowiednie równania reakcji (w wyniku których można otrzymać […] kwas tlenowy);

Zadanie 83.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 5) […] dobiera współczynniki w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie […] jonowej);

Zadanie 84.

Wymagania ogólne	I.Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja; 3) wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji redoks; 5) […] dobiera współczynniki w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie […] jonowej); 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 5) dokonuje interpretacji […] ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym […];

Zadanie 85.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 2) odczytuje z układu okresowego masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych i organicznych) o podanych wzorach […];

Zadanie 86.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja; 3) wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji redoks;

Zadanie 87.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], opisuje właściwości […] związków chemicznych, dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami […] fizycznymi […]; III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	8. Niemetale. Uczeń: 10) klasyfikuje tlenki ze względu na ich charakter chemiczny ([…] zasadowy, amfoteryczny […]); planuje […] doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku;

Zadanie 88.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym […]; 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] mola […]; 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 2) wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem […] z zastosowaniem pojęć […] stężenie molowe;

Zadanie 89.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];
Wymagania szczegółowe	1.Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 4) ustala wzór […] rzeczywisty związku nieorganicznego […];

Zadanie 90.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […]; III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	7. Metale. Uczeń: 5) przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali […] z roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali; 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 1) stosuje pojęcie mola […]; 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] mola dotyczące: mas substratów i produktów […];

Zadanie 91.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji;
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 7) przewiduje odczyn roztworu po reakcji […]; 10) pisze równania reakcji: zobojętniania […] w formie jonowej ([…] skróconej);

Zadanie 92.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] i zjawiska chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] mola dotyczące: mas substratów i produktów […]; III etap edukacyjny 3. Reakcje chemiczne. Uczeń: 4) […] dokonuje […] obliczeń związanym z zastosowaniem […] prawa zachowania masy;

Zadanie 93.

Wymagania ogólne	III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 11) projektuje […] doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami […] sole;

Zadanie 94.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […];
Wymagania szczegółowe	8. Niemetale. Uczeń: 12) opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów […]; ilustruje je równaniami reakcji; 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych; Uczeń: 11) projektuje […] doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami […] sole; III etap edukacyjny 7. Sole. Uczeń: 4) pisze równania reakcji otrzymywania soli […];

Zadanie 95.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 2) stosuje zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach w atomach pierwiastków wieloelektronowych; 3) zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z = 36$ […], uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach (zapisy konfiguracji: pełne […]); 4) określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: *s*, *p* i *d* układu okresowego […]; 5) wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym;

Zadanie 96.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń:

	2) stosuje zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach w atomach pierwiastków wieloelektronowych; 3) zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z = 36$ […], uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach […]; 4) określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: *s*, *p* i *d* układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych); 5) wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym;

Zadanie 97.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 3) […] ustala skład izotopowy pierwiastka […] na podstawie jego masy atomowej;

Zadanie 98.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 5) […] dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie cząsteczkowej […]); 8. Niemetale. Uczeń: 9) opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 […]; zapisuje odpowiednie równania reakcji; III etap edukacyjny 3. Reakcje chemiczne. Uczeń: 2) […] zapisuje odpowiednie równania […]; dobiera współczynniki w równaniach reakcji chemicznych […];

Zadanie 99.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	III etap edukacyjny Reakcje chemiczne. Uczeń: 2) […] zapisuje odpowiednie równania […]; dobiera współczynniki w równaniach reakcji chemicznych […];
	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 5) […] dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie cząsteczkowej […]); 7. Metale. Uczeń: 2) pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec […] kwasów nieutleniających; 8. Niemetale. Uczeń: 9) opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 […]; zapisuje odpowiednie równania reakcji;

Zadanie 100.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji;
Wymagania szczegółowe	3. Wiązania chemiczne. Uczeń: 7) opisuje […] wpływ rodzaju wiązania […] na właściwości fizyczne substancji […]; 7. Metale. Uczeń: 1) opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali […]; 3) analizuje i porównuje właściwości fizyczne […] metali […];

Zadanie 101.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	2. Struktura atomu – jądro i elektrony. Uczeń: 1) określa liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego, na podstawie zapisu ${}_{Z}^{A}E$;

Zadanie 102.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych) […];

Zadanie 103.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych;

Zadanie 104.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa […] chemiczne; opisuje właściwości najważniejszych pierwiastków i ich związków chemicznych […];

Wymagania szczegółowe	7. Metale. Uczeń: 2) pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec: tlenu ([…] Fe […]) […] kwasów nieutleniających ([…] Fe […]) […];

Zadanie 105.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; opisuje właściwości najważniejszych […] związków chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 7) przewiduje odczyn roztworu po reakcji […]; 8) uzasadnia (ilustrując równaniami reakcji) przyczynę […] odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza); 10) pisze równania reakcji […] hydrolizy soli w formie […] jonowej ([…] skróconej);

Zadanie 106.

Wymagania ogólne	III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 11) projektuje […] doświadczenia pozwalające otrzymać […] wodorotlenki […]; 8. Niemetale. Uczeń: 8) zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 ([…] rozkład […] wodorotlenków […];

Zadanie 107.

Wymagania ogólne	III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	7. Metale. Uczeń: 5) przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali z […] roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali; 6) projektuje […] doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną metali […];

Zadanie 108.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń […] opisuje właściwości […] związków chemicznych; […] planuje eksperymenty dla ich weryfikacji […];
Wymagania szczegółowe	8. Niemetale. Uczeń: 10) […] planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku; 9) […] zapisuje odpowiednie równania reakcji;

Zadanie 109.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, i zjawiska chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym,[…] objętościowym […];

	7. Metale. Uczeń: 2) pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec […] rozcieńczonych […] kwasów utleniających (Mg, Zn, Fe); 8) Niemetale. Uczeń: 12) opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec metali […];

Zadanie 110.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozwiązywanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];
Wymagania szczegółowe	6.Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: […] utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja; 7. Metale. Uczeń: 6) […] przeprowadza doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną metali […];

Zadanie 111.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych, [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne;[…]; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 2) oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w jonie […] związku nieorganicznego […];

Zadanie 112.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych, [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne;[…]; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 1) stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra); 2) odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych […]) o podanych wzorach (lub nazwach); 5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym […]; 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola do-tyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych) […];

Zadanie 113.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi

	się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; […] na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	7. Metale. Uczeń: 2) pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali;

Zadanie 114.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne;[…]; dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami fizycznymi i chemicznymi; […] na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 10) pisze równania reakcji: […] wytrącania osadów […];

Zadanie 115.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […]; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopie utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja; 3) wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji redoks;

Zadanie 116.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne;[…]; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 5) stosuje zasady bilansu elektronowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie […] i jonowej);

Zadanie 117.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska

	chemiczne; opisuje właściwości najważniejszych pierwiastków i ich związków chemicznych; […] planuje eksperymenty dla ich weryfikacji; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy; III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje i przeprowadza doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	7. Niemetale. Uczeń: 10) klasyfikuje tlenki ze względu na ich charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, amfoteryczny i obojętny); planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku;

Zadanie 118.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne;[…]; stawia hipotezy dotyczące wyjaśniania problemów chemicznych i planuje eksperymenty dla ich weryfikacji; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	7. Metale. Uczeń: 1) pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec: tlenu (Na, Mg, Ca, Al, Zn, Fe, Cu), […]; 2) analizuje i porównuje właściwości fizyczne i chemiczne metali grup 1 […]; 8. Niemetale. Uczeń: 8) zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 […]; 9) opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody […];

Zadanie 119.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; opisuje właściwości najważniejszych pierwiastków […];
Wymagania szczegółowe	8. Niemetale. Uczeń: 8) zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 […];

Zadanie 120.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] i zjawiska chemiczne; opisuje właściwości najważniejszych […] związków chemicznych […]; III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 10) pisze równania reakcji: […] wytrącania osadów […]; 11) projektuje […] doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami […] sole; 8. Niemetale. Uczeń: 12) opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec […] wodorotlenków […]; planuje […] odpowiednie doświadczenia (formułuje obserwacje i wnioski) ilustruje je równaniami reakcji […];

Zadanie 121.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja; 3) wskazuje […] proces utleniania i redukcji w podanej reakcji redoks; 5) stosuje zasady bilansu elektronowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie […] jonowej);

Zadanie 122.

Wymagania ogólne	III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 10) pisze równania reakcji […] wytrącania osadów […] w formie […] jonowej (pełnej i skróconej);

Zadanie 123.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji. II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […]; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 2) oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w cząsteczce związku nieorganicznego;

Zadanie 124.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […]; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 2) odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych) o podanych wzorach (lub nazwach); 5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym […]; 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola do-tyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych) […];

Zadanie 125.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych [...]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji;

	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […]; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym […]; 6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 5) stosuje zasady bilansu elektronowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie […] jonowej);

Zadanie 126.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	8. Niemetale. Uczeń: 12) […] planuje […] odpowiednie doświadczenia [zachowanie kwasów wobec soli kwasów o mniejszej mocy] (formułuje obserwacje […]); III etap edukacyjny 7. Sole. Uczeń: 5) […] projektuje […] doświadczenia pozwalające otrzymać sole w reakcjach strąceniowych […];

Zadanie 127.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] dotyczące: […] objętości gazów w warunkach normalnych;

Zadanie 128.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria reakcji. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem […] mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych) […]; 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych; Uczeń: 2) wykonuje obliczenia […] z zastosowaniem pojęć stężenie […] molowe;

Zadanie 129.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] i zjawiska chemiczne; opisuje właściwości najważniejszych […] związków chemicznych […];

Wymagania szczegółowe	9. Węglowodory. Uczeń: 9) planuje ciąg przemian […]; ilustruje je równaniami reakcji; 10) opisuje właściwości chemiczne alkinów, na przykładzie etynu: przyłączenie […] H_2O […]; 13. Estry i tłuszcze. Uczeń: 10) zapisuje ciągi przemian (i odpowiednie równania reakcji) wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych;

Zadanie 130.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji;
Wymagania szczegółowe	9. Węglowodory. Uczeń: 4) posługuje się poprawną nomenklaturą węglowodorów ([…] nienasycone […]) […]; 9) planuje ciąg przemian […]; 13. Estry i tłuszcze. Uczeń: 10) zapisuje ciągi przemian […] wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych; 12. Kwasy karboksylowe. Uczeń: 3) zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów karboksylowych […]; III etap edukacyjny 9. Pochodne węglowodorów. Substancje chemiczne o znaczeniu biologicznym. Uczeń: 4) […] podaje nazwy […] systematyczne (kwasów organicznych); 2. Wewnętrzna budowa materii. Uczeń: 14) ustala dla prostych związków dwupierwiastkowych […] nazwę […];

Zadanie 131.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […];
Wymagania szczegółowe	9. Węglowodory. Uczeń: 2) rysuje wzory […] półstrukturalne węglowodorów; podaje nazwę węglowodoru […]; 4) posługuje się poprawną nomenklaturą węglowodorów […] i ich fluorowcopochodnych […];

Zadanie 132.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	9. Węglowodory. Uczeń: 5) rysuje wzory […] półstrukturalne izomerów […]; wyjaśnia zjawisko izomerii *cis-trans* […]; 2) rysuje wzory […] półstrukturalne węglowodorów […]; 4) […] wykazuje się rozumieniem pojęć: […] izomeria;

Zadanie 133.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […];

Wymagania szczegółowe	9. Węglowodory. Uczeń: 4) […] wykazuje się rozumieniem pojęć: […] izomeria; 5) rysuje wzory […] półstrukturalne izomerów […]; wyjaśnia zjawisko izomerii *cis-trans* […];

Zadanie 134.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]. Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji […];

Zadanie 135.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne; opisuje właściwości […] związków chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	9. Węglowodory. Uczeń: 10) opisuje właściwości chemiczne alkinów, na przykładzie etynu: przyłączanie […] H_2O […]; pisze odpowiednie równania reakcji; 13) planuje ciąg przemian […] ilustruje je równaniami reakcji; 12. Kwasy karboksylowe. Uczeń: 3) zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów karboksylowych z […] aldehydów;

Zadanie 136.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 6) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i/lub produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętość gazów w warunkach normalnych;

Zadanie 137.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne; opisuje właściwości […] związków chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	III etap edukacyjny 8. Węgiel i jego związki z wodorem. Uczeń: 6) podaje wzory ogólne szeregów homologicznych […]; 7) opisuje właściwości […] etenu […]; 9. Węglowodory. Uczeń: 8) opisuje właściwości chemiczne alkenów […]; pisze odpowiednie

	równania reakcji; 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 5) dokonuje interpretacji […] równania reakcji w ujęciu molowym […] i objętościowym (dla gazów);

Zadanie 138.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […]; opisuje właściwości […] związków chemicznych; dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami […];
Wymagania szczegółowe	3. Wiązania chemiczne. Uczeń: 5) rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp, sp^2, sp^3) w prostych cząsteczkach związków […] organicznych; 6) określa typ wiązania (σ i π) w prostych cząsteczkach;

Zadanie 139.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];
Wymagania szczegółowe	6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 2) oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w […] cząsteczce związku […] organicznego; 11. Związki karbonylowe – aldehydy i ketony. Uczeń: 2) […] tworzy nazwy systematyczne prostych aldehydów […];

Zadanie 140.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];
Wymagania szczegółowe	9. Węglowodory. Uczeń: 4) […] wykazuje się rozumieniem pojęć: […] izomeria; 13. Estry i tłuszcze. Uczeń: 3) […] rysuje wzory […] estrów na podstawie ich nazwy;

Zadanie 141.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];
Wymagania szczegółowe	9. Węglowodory. Uczeń: 7) opisuje właściwości chemiczne alkanów, na przykładzie następujących reakcji: […] podstawianie (substytucja) atomu (lub atomów) wodoru przez atom (lub atomy) chloru […] przy udziale światła (pisze odpowiednie równania reakcji); 11) wyjaśnia na prostych przykładach mechanizmy reakcji substytucji […]; 1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 5) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym […];

Zadanie 142.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];
Wymagania szczegółowe	9. Węglowodory. Uczeń: 7) opisuje właściwości alkanów, na przykładzie następujących reakcji: spalanie, podstawianie (substytucja) […]; 8) opisuje właściwości alkenów, na przykładzie następujących reakcji: przyłączanie (addycja): H_2, […], przewiduje produkty reakcji przyłączenia cząsteczek niesymetrycznych do niesymetrycznych alkenów na podstawie reguły Markownikowa […];

Zadanie 143.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], stawia hipotezy dotyczące wyjaśnienia problemów chemicznych […]; III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	9. Węglowodory. Uczeń: 10) opisuje właściwości alkinów, na przykładzie etynu: przyłączenie […] HCl, H_2O […]; 14. Związki zawierające azot. Uczeń: 3) wyjaśnia przyczynę zasadowych właściwości […] amin, zapisuje odpowiednie równania reakcji;

Zadanie 144.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji;
Wymagania szczegółowe	10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Uczeń: 2) rysuje wzory […] półstrukturalne […] alkoholi […]; podaje ich nazwy systematyczne;

Zadanie 145.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […];
Wymagania szczegółowe	10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Uczeń: 5) opisuje działanie […] $K_2Cr_2O_7/H_2SO_4$ na alkohole pierwszo-, drugorzędowe;

Zadanie 146.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	1. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna. Uczeń: 1) stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra); 10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Uczeń: 5) opisuje działanie […] $K_2Cr_2O_7/H_2SO_4$ na alkohole pierwszo-, drugorzędowe; 6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 5) stosuje zasady bilansu elektronowego […]; 2) oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w […] cząsteczce związku […] organicznego;

Zadanie 147.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […]; III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Uczeń: 5) opisuje działanie […] $K_2Cr_2O_7/H_2SO_4$ na alkohole pierwszo-, drugorzędowe; 11. Związki karbonylowe – aldehydy i ketony. Uczeń: 3) pisze równania reakcji utleniania alkoholu […] drugorzędowego […]; 6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 5) stosuje zasady bilansu elektronowego […];

Zadanie 148.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów; Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […] dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami […] samodzielnie formułuje […] opinie […];
Wymagania szczegółowe	10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Uczeń: 5) opisuje działanie […] $K_2Cr_2O_7/H_2SO_4$ na alkohole […]. 1) […] wskazuje wzory alkoholi pierwszo-, drugo- i trzeciorzędowych; 3) opisuje właściwości chemiczne alkoholi […] utlenienie do związków karbonylowych i ewentualnie do kwasów karboksylowych […];

Zadanie 149.

Wymagania ogólne	II. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji;
Wymagania szczegółowe	10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Uczeń: 7) opisuje reakcję benzenolu z: […] z wodorotlenkiem sodu, bromem […];

Zadanie 150.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […];
Wymagania szczegółowe	10.Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. 3) opisuje właściwości chemiczne alkoholi, na przykładzie […] prostych alkoholi w oparciu o reakcje: […] reakcje z […] HBr, […], odwodnienie do alkenów […]; zapisuje równania reakcji;

Zadanie 151.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia;
Wymagania szczegółowe	10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów. Uczeń: 5) opisuje działanie: […] $K_2Cr_2O_7/H_2SO_4$ na alkohole pierwszo-, drugorzędowe;

Zadanie 152.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […];

	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	9. Węglowodory. Uczeń: 4) […] wykazuje się rozumieniem pojęć: szereg homologiczny […], izomeria; 10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Uczeń: 1) […] wskazuje wzory alkoholi pierwszo-, drugo- i trzeciorzędowych; 6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 2) oblicza stopnie utlenienia pierwiastków[…] w cząsteczce związku […] organicznego;

Zadanie 153.

Wymagania ogólne	II. Rozwiązywanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia;
Wymagania szczegółowe	10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Uczeń: 3) opisuje właściwości chemiczne alkoholi […] utlenienie do związków karbonylowych i ewentualnie do kwasów karboksylowych […];

Zadanie 154.

Wymagania ogólne	II. Rozwiązywanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne […]; III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] przeprowadza doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Uczeń: 3) opisuje właściwości chemiczne alkoholi […] utlenienie do związków karbonylowych […]; 5) opisuje działanie: CuO […] na alkohole pierwszo-, drugorzędowe; 11. Związki karbonylowe – aldehydy i ketony. Uczeń: 2) […] tworzy nazwy systematyczne prostych aldehydów i ketonów; 3) pisze równania reakcji utleniania […] alkoholu drugorzędowego np. tlenkiem miedzi(II);

Zadanie 155.

Wymagania ogólne	III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Uczeń: 4) porównuje właściwości chemiczne […] glicerolu, projektuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli odróżnić alkohole […]; na podstawie obserwacji wyników doświadczenia klasyfikuje alkohol do […] polihydroksylowych; 11. Związki karbonylowe – aldehydy i ketony. Uczeń: 4) określa rodzaj związku karbonylowego […] na podstawie wyników próby ([…] Trommera); 16.Cukry. Uczeń: 3) […] wykazuje, że cukry proste należą do polihydroksyaldehydów […]; 4) projektuje […] doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy;

Zadanie 156.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami fizycznymi i

	chemicznymi; stawia hipotezy dotyczące wyjaśnienia problemów chemicznych […]; III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	3. Wiązania chemiczne. Uczeń: 7) opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania […] na właściwości fizyczne substancji […] organicznych; 14. Związki zawierające azot. Uczeń: 3) wyjaśnia przyczynę zasadowych właściwości […] amin, zapisuje odpowiednie równania reakcji;

Zadanie 157.

Wymagania ogólne	III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], opisuje właściwości […] związków chemicznych, dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami […] chemicznymi[…];
Wymagania szczegółowe	11.Związki karbonylowe – aldehydy i ketony. Uczeń: 4) określa rodzaj związku karbonylowego […] na podstawie wyników próby (z odczynnikiem Tollensa […]); 16. Cukry. Uczeń: 4) projektuje […] doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy;

Zadanie 158.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	12. Kwasy karboksylowe. Uczeń: 3) Uczeń zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów karboksylowych z alkoholi i z aldehydów;

Zadanie 159.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	12. Kwasy karboksylowe. Uczeń: 3) zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów karboksylowych z […] aldehydów; 9. Węglowodory. Uczeń: 11) wyjaśniana na prostych przykładach mechanizmy reakcji substytucji […];

Zadanie 160.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	12. Kwasy karboksylowe. Uczeń:

	2) na podstawie obserwacji wyników doświadczenia (reakcja kwasu mrówkowego z manganianem(VII) potasu w obecności kwasu siarkowego(VI)) wnioskuje o redukujących właściwościach kwasu mrówkowego […];

Zadanie 161.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; Krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] i zjawiska chemiczne; opisuje właściwości najważniejszych […] związków chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	12. Kwasy karboksylowe. Uczeń: 2) na podstawie obserwacji wyników doświadczenia (reakcja kwasu mrówkowego z manganianem(VII) potasu w obecności kwasu siarkowego(VI)) wnioskuje o redukujących właściwościach kwasu mrówkowego […]; 6. Reakcje utleniania i redukcji. Uczeń: 1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć; […] utlenianie, redukcja; 3) wskazuje […] reduktor, proces utleniania […] w podanej reakcji redoks;

Zadanie 162.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] i zjawiska chemiczne; opisuje właściwości najważniejszych […] związków chemicznych […]; III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	12. Kwasy karboksylowe. Uczeń: 2) na podstawie obserwacji wyników doświadczenia (reakcja kwasu mrówkowego z manganianem(VII) potasu w obecności kwasu siarkowego(VI)) wnioskuje o redukujących właściwościach kwasu mrówkowego […]. 5) zapisuje równania reakcji z udziałem kwasów karboksylowych […]; […] projektuje […] doświadczenia pozwalające otrzymywać sole kwasów karboksylowych […].

Zadanie 163.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] i zjawiska chemiczne; opisuje właściwości najważniejszych […] związków chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	12. Kwasy karboksylowe. Uczeń: 2) na podstawie obserwacji wyników doświadczenia (reakcja kwasu mrówkowego z manganianem(VII) potasu w obecności kwasu siarkowego(VI)) wnioskuje o redukujących właściwościach kwasu mrówkowego […]; III etap edukacyjny 9. Pochodne węglowodorów. Substancje o znaczeniu biologicznym. Uczeń: 5) bada i opisuje właściwości kwasu octowego […];

Zadanie 164.

Wymagania ogólne	III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] proste doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	III etap edukacyjny 4. Powietrze i inne gazy. Uczeń: 2) opisuje właściwości […] chemiczne […] tlenku węgla(IV) […]; planuje […] doświadczenia dotyczące badania właściwości […] gazów; 9) planuje […] doświadczenie pozwalające wykryć CO_2 […];

Zadanie 165.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] i zjawiska chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 2) wykonuje obliczenia związane z […] rozcieńczaniem […] roztworów z zastosowaniem pojęcia stężenie procentowe […]; 3) planuje doświadczenie pozwalające otrzymać roztwór o zadanym stężeniu procentowym […];

Zadanie 166.

Wymagania ogólne	III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 3) planuje doświadczenie pozwalające otrzymać roztwór o zadanym stężeniu procentowym […];

Zadanie 167.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] i zjawiska chemiczne […];
Wymagania szczegółowe	5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 2) wykonuje obliczenia […] z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe i molowe;

Zadanie 168.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […];
Wymagania szczegółowe	13. Estry i tłuszcze. Uczeń: 1) opisuje strukturę cząsteczek estrów […]; 10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Uczeń: 3) opisuje właściwości chemiczne alkoholi na przykładzie […] innych prostych alkoholi w oparciu o reakcje: […] utleniania do związków karboksylowych […]; 5. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych. Uczeń: 2) wykonuje obliczenia związane […] z zastosowaniem pojęć […] stężenie molowe;

Zadanie 169.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];

Wymagania szczegółowe	10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Uczeń: 1) […]wskazuje wzory alkoholi pierwszo-, drugorzędowych […]; 13. Estry i tłuszcze. Uczeń: 1) opisuje strukturę cząsteczek estrów […];

Zadanie 170.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];
Wymagania szczegółowe	10. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – alkohole i fenole. Uczeń: 2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne […] alkoholi monohydroksylowych [...] podaje ich nazwy systematyczne; 13. Estry i tłuszcze. Uczeń: 1) opisuje strukturę cząsteczek estrów […]; III etap 9. Pochodne węglowodorów. Substancje chemiczne o znaczeniu biologicznym. Uczeń: 4) podaje przykłady kwasów organicznych […] i podaje ich nazwy […] systematyczne;

Zadanie 171.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];
Wymagania szczegółowe	13. Estry i tłuszcze. Uczeń: 1) opisuje strukturę cząsteczek estrów […]; 4) wyjaśnia przebieg reakcji […] z roztworem wodorotlenku sodu […];

Zadanie 172.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], opisuje właściwości […] związków chemicznych, dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami […] fizycznymi […];
Wymagania szczegółowe	14. Związki organiczne zawierające azot. Uczeń: 3) wyjaśnia przyczynę zasadowych właściwości […] amin […]; 11) opisuje właściwości kwasowo – zasadowe aminokwasów […];

Zadanie 173.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], stawia hipotezy dotyczące wyjaśnienia problemów chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	14. Związki organiczne zawierające azot. Uczeń: 3) wyjaśnia przyczynę zasadowych właściwości […] amin […]; 11) opisuje właściwości kwasowo – zasadowe aminokwasów […]; 4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 10) porównuje moc elektrolitów na podstawie ich stałych dysocjacji;

Zadanie 174.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […];
Wymagania szczegółowe	14. Związki zawierające azot. Uczeń: 7) zapisuje równanie reakcji amidu z wodą w środowisku kwasu

	siarkowego(VI) […]; 9) analizuje budowę cząsteczki mocznika […] i wynikające z niej właściwości, wskazuje na jego zastosowania ([…] tworzyw sztucznych);

Zadanie 175.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […];
Wymagania szczegółowe	14.Związki organiczne zawierające azot. Uczeń: 11) opisuje właściwości kwasowo-zasadowe aminokwasów oraz mechanizm powstawania jonów obojnaczych; 12.Kwasy karboksylowe. Uczeń: 5) zapisuje równania reakcji z udziałem kwasów karboksylowych (których produktami są sole […];

Zadanie 176.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […];
Wymagania szczegółowe	4. Kinetyka i statyka chemiczna. Uczeń: 8) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda-Lowry'ego; 14. Związki organiczne zawierające azot. Uczeń: 11) opisuje właściwości kwasowo-zasadowe oraz mechanizm powstawania jonów obojnaczych; 13) zapisuje równanie reakcji kondensacji dwóch cząsteczek aminokwasów […];

Zadanie 177.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych […]; III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	15.Białka. Uczeń: 3) […] projektuje i wykonuje doświadczenie pozwalające wykazać wpływ różnych substancji […] na strukturę cząsteczek białek;

Zadanie 178.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] i zjawiska chemiczne; opisuje właściwości najważniejszych […] związków chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	16. Cukry. Uczeń: 11) zapisuje uproszczone równanie hydrolizy polisacharydów (skrobi […]);

Zadanie 179.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […] zjawiska chemiczne; opisuje właściwości […] związków chemicznych; dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami […]; stawia hipotezy dotyczące wyjaśniania problemów chemicznych i planuje eksperymenty dla ich weryfikacji; na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy;

	III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje […] doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	11. Związki karbonylowe – aldehydy i ketony. Uczeń: 4) określa rodzaj związku karbonylowego (aldehyd czy keton) na podstawie wyników próby (z odczynnikiem […] Trommera); 6. Cukry. Uczeń: 4) projektuje […] doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy;

Zadanie 180.

Wymagania ogólne	I. Wykorzystanie i tworzenie informacji. Uczeń korzysta z chemicznych tekstów […];
Wymagania szczegółowe	16. Cukry. Uczeń: 6) wskazuje wiązanie O-glikozydowe w cząsteczce sacharozy […]; 7) wyjaśnia, dlaczego […] sacharoza nie wykazuje właściwości redukujących;

Zadanie 181.

Wymagania ogólne	III. Opanowanie czynności praktycznych. Uczeń […] projektuje i przeprowadza doświadczenia chemiczne;
Wymagania szczegółowe	16. Cukry. Uczeń: 10) Uczeń planuje […] doświadczenie pozwalające stwierdzić obecność skrobi w artykułach spożywczych;

Zadanie 182.

Wymagania ogólne	II. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów. Uczeń rozumie podstawowe pojęcia […], opisuje właściwości […] związków chemicznych […];
Wymagania szczegółowe	16. Cukry. Uczeń: 9) porównuje budowę cząsteczek i właściwości skrobi i celulozy;