Informator o egzaminie maturalnym

z chemii

od roku szkolnego 2022/2023

dla uczniów niewidomych

1. Opis egzaminu maturalnego z chemii

Wstęp

Chemia jest jednym z dodatkowych przedmiotów egzaminacyjnych na egzaminie ósmoklasisty i na egzaminie maturalnym.

Egzamin maturalny z chemii sprawdza, w jakim stopniu absolwent IV klasy liceum ogólnokształcącego, V klasy technikum oraz II klasy branżowej szkoły II stopnia spełnia wymagania z zakresu rozszerzonego określone w podstawie programowej kształcenia ogólnego dla szkoły ponadpodstawowej.

„Informator” prezentuje przykładowe zadania egzaminacyjne wraz z rozwiązaniami oraz wskazuje odniesienie zadań do wymagań podstawy programowej. Zadania w Informatorze nie wyczerpują wszystkich typów zadań, które mogą wystąpić w arkuszu egzaminacyjnym. Nie ilustrują również wszystkich wymagań z zakresu chemii określonych w podstawie programowej. Dlatego „Informator” nie może być ani jedyną, ani nawet główną wskazówką do planowania procesu kształcenia w szkole. Tylko realizacja wszystkich wymagań   
z podstawy programowej, zarówno ogólnych, jak i szczegółowych, może zapewnić wszechstronne wykształcenie chemiczne uczniów, w tym – ich właściwe przygotowanie do egzaminu maturalnego.

Przed przystąpieniem do dalszej lektury *Informatora* warto zapoznać się z ogólnymi zasadami obowiązującymi na egzaminie maturalnym od roku szkolnego 2022/2023. Są one określone w rozporządzeniu Ministra Edukacji i Nauki z dnia 26 lutego 2021 r. w sprawie egzaminu maturalnego (Dz.U. poz. 482) oraz – w skróconej formie – w części ogólnej *Informatora o egzaminie maturalnym od roku szkolnego 2022/2023*, dostępnej na stronie internetowej Centralnej Komisji Egzaminacyjnej (<https://cke.gov.pl/>) i na stronach internetowych okręgowych komisji egzaminacyjnych.

Zadania na egzaminie

W arkuszu egzaminacyjnym znajdą się zarówno zadania zamknięte, jak i otwarte.

Zadania zamknięte to takie, w których uczeń wybiera odpowiedź spośród podanych. Wśród zadań zamkniętych znajdą się m.in. zadania wyboru wielokrotnego, zadania typu prawda-  
-fałsz oraz zadania na dobieranie.

Zadania otwarte to takie, w których uczeń samodzielnie formułuje odpowiedź. Wśród zadań otwartych znajdą się:

- zadania z luką, wymagające uzupełnienia zdania bądź krótkiego tekstu jednym lub kilkoma wyrazami, symbolami, wzorami, liczbami

- zadania krótkiej odpowiedzi, wymagające stworzenia wypowiedzi zwięzłej, w tym zadania sprawdzające umiejętność zapisywania równania reakcji, tworzenia nazwy systematycznej lub wzoru substancji chemicznej, podawania oceny bądź rozstrzygnięcia, formułowania krótkiego uzasadnienia czy wyjaśnienia   
 - zadanie rozszerzonej odpowiedzi, wymagające przedstawienia toku rozumowania prowadzącego do rozwiązania problemu, np. obliczeniowego lub doświadczalnego.

W zadaniach egzaminacyjnych szczególny nacisk zostanie położony na sprawdzanie umiejętności związanych z:

- rozumowaniem, argumentowaniem, wnioskowaniem i formułowaniem opinii

- zastosowaniem do rozwiązywania problemów informacji zawartych w różnorodnych materiałach źródłowych, w tym barwnych ilustracji, zamieszczonych w arkuszu

- oceną wiarygodności przedstawionych danych lub otrzymanych wyników

- projektowaniem doświadczeń chemicznych oraz interpretacją ich wyników

- konstruowaniem wykresów, tabel, schematów

- zasadami bezpiecznego posługiwania się sprzętem laboratoryjnym, odczynnikami chemicznymi i wykonywania doświadczeń chemicznych

- ochroną środowiska

- zastosowaniem narzędzi matematycznych do opisu i analizy zjawisk i procesów.

Opis arkusza egzaminacyjnego

Egzamin maturalny z chemii trwa 180 minut1.

1Czas trwania egzaminu może zostać wydłużony w przypadku uczniów ze specjalnymi potrzebami edukacyjnymi, w tym niepełnosprawnych, oraz w przypadku cudzoziemców. Szczegóły są określane w Komunikacie dyrektora Centralnej Komisji Edukacyjnej w sprawie szczegółowych sposobów dostosowania warunków i form przeprowadzania egzaminu ósmoklasisty w danym roku szkolnym.

Podczas egzaminu zdający otrzyma arkusz egzaminacyjny. Ponadto każdy zdający będzie mógł korzystać z tablic z wybranymi wzorami i stałymi fizykochemicznymi na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki, a także linijki oraz kalkulatora naukowego.

Arkusz egzaminacyjny z chemii będzie zawierał około 45 zadań (poleceń). Przy numerze każdego zadania podana będzie maksymalna liczba punktów, którą można uzyskać za poprawne jego rozwiązanie. Zadania w arkuszu egzaminacyjnym:

- będą dobrane w taki sposób, aby reprezentowały różnorodne wymagania ogólne   
i szczegółowe opisane w podstawie programowej

- będą sprawdzały przede wszystkim umiejętności złożone, w tym umiejętność rozumowania, wnioskowania, wykorzystywania informacji, projektowania doświadczeń chemicznych, wykonywania obliczeń chemicznych, myślenia naukowego oraz interpretacji i krytycznej analizy przedstawionych danych lub uzyskanych wyników (również w odniesieniu do nowoczesnych technik badawczych, np. metod spektroskopowych, technik separacyjnych i elektrochemicznych, nowoczesnej syntezy organicznej – poprzedzone odpowiednim materiałem źródłowym, o ile związane byłyby z treściami wykraczającymi poza wymagania podstawy programowej), formułowania wypowiedzi argumentacyjnej oraz umiejętności związane z optymalizacją procesów chemicznych i uwzględnianiem aspektów ekologicznych

- będą zróżnicowane pod względem sprawdzanych wiadomości i umiejętności, poziomu trudności, a także sposobu udzielania odpowiedzi

- będą występowały pojedynczo lub w wiązkach tematycznych

- będą odnosiły się do różnorodnych materiałów źródłowych, zawierających informacje przedstawione m.in. w formie wykresu, rysunku, schematu, tabeli, opisu, wzoru czy równania chemicznego.

W arkuszu zamieszczone będzie co najmniej jedno zadanie sprawdzające umiejętność samodzielnego rozwiązywania problemu – od doboru i zastosowania niezbędnych danych fizykochemicznych, przedstawionych w różnej formie i pochodzących z różnych źródeł, przez przedstawienie toku rozumowania prowadzącego do wyniku, po element dyskusji, wnioskowanie na podstawie uzyskanych wyników lub ocenę poprawności i realności tych wyników. To zadanie będzie sprawdzało, jak zdający łączy różne umiejętności, np. projektowanie doświadczenia i wykonanie związanego z nim obliczenia albo: sporządzenie wykresu, odczytanie z wykresu niezbędnej danej oraz zastosowanie jej do obliczenia. Za poprawne rozwiązanie takiego zadania zdający będzie mógł uzyskać 4 punkty albo 5 punktów.

W poleceniu do każdego zadania występuje co najmniej jeden czasownik, który wskazuje czynność, jaką powinien wykonać zdający, aby poprawnie zadanie rozwiązać.   
W zadaniach zamkniętych jest to najczęściej czasownik „wybierz” (jako określenie czynności intelektualnej, której wykonania wymaga polecenie) oraz czasowniki takie jak „zapisz” (jako instrukcja o sposobie wskazania wybranej odpowiedzi).

W zadaniach otwartych katalog czasowników jest dużo szerszy, a precyzyjne ich zrozumienie przekłada się na poprawne wykonanie polecenia. Poniżej wymieniono niektóre spośród tych czasowników (poleceń). Występują one w zadaniach sprawdzających umiejętność rozwiązywania problemu obliczeniowego, opisywania przebiegu doświadczenia oraz formułowania wypowiedzi argumentacyjnej.

Polecenie zbudowane wokół czasownika „oblicz” oznacza, że zdający powinien przedstawić – w sposób zrozumiały dla osoby czytającej rozwiązanie – tok rozumowania prowadzący od wielkości podanych w treści zadania do wielkości szukanej wskazanej w poleceniu. Wynika z tego, że w zapisie rozwiązania – niezależnie od zastosowanej metody – powinny zostać jednoznacznie określone dane wykorzystane w obliczeniach oraz przedstawione zależności między poszczególnymi wielkościami. Od zdającego oczekuje się stosowania podczas obliczeń działań i funkcji matematycznych poznanych na lekcjach matematyki (zakres podstawowy). Wynik rozwiązania, którym jest wartość liczbowa wielkości szukanej wyrażona w odpowiedniej jednostce (o ile jest ona wielkością mianowaną) i z odpowiednią dokładnością (jeżeli została ona określona w poleceniu), powinien być wyraźnie zaznaczony jako wynik końcowy, np. przez sformułowanie odpowiedzi lub podkreślenie wartości wielkości szukanej.  
  
 Polecenia oparte na czasownikach „wymień”, „napisz”, „podaj”, „określ” oznaczają, że zdający powinien w odpowiedzi napisać – w formie określonej w poleceniu – wszystkie te elementy, które spełniają warunki zadania, np. wzór chemiczny, właściwość, równanie reakcji, nazwę systematyczną, stopień utlenienia, typ hybrydyzacji itp. Takie polecenie nie wymaga opisu, wyjaśnienia czy uzasadnienia.

Na potrzeby polecenia zawierającego czasownik „opisz” należy sformułować odpowiedź, która jest krótkim – ale zawierającym najważniejsze elementy – opisem, np. właściwości substancji, przebiegu procesu lub doświadczenia. Jeżeli polecenie brzmi: „opisz zmiany możliwe do zaobserwowania”, zdający powinien opisać – w zakresie wskazanym w poleceniu – mieszaninę reakcyjną przed doświadczeniem i po jego zakończeniu. Trzeba podkreślić, że jeśli w poleceniu nie zaznaczono inaczej, należy podać obserwacje, które można przeprowadzić bezpośrednio po zmieszaniu reagentów, i że oczekuje się opisu przebiegu doświadczenia przy użyciu czystych, świeżo przygotowanych odczynników.

Polecenie wykorzystujące czasownik „porównaj” wymaga wskazania podobieństw i różnic między np. procesami, zjawiskami, właściwościami substancji, budową cząsteczek.

Zadania zawierające czasowniki takie jak „wykaż”, „uzasadnij”, „wyjaśnij”, wymagają od zdającego sformułowania wypowiedzi argumentacyjnej, w której – dla rozpatrywanego zjawiska, procesu, właściwości i w zakresie określonym w poleceniu – przedstawia on właściwy związek przyczynowo-skutkowy, opisuje mechanizm danego procesu, odwołuje się do elementów budowy cząsteczki, przytacza argumenty naukowe, np. prawa chemiczne, itp. Tego typu polecenia często są poprzedzone poleceniem zbudowanym wokół czasownika „rozstrzygnij”, które wymaga dokonania wyboru i udzielenia krótkiej odpowiedzi, np. „tak” albo „nie”, związanej z postawionym problemem.

Należy zaznaczyć, że powyższy wykaz nie wyczerpuje wszystkich możliwych czynności, jakie mogą być sprawdzane na egzaminie za pomocą różnych typów zadań.

Zasady oceniania

Ogólne zasady oceniania

W zasadach oceniania zawarto przykłady poprawnych rozwiązań zadań otwartych. Te rozwiązania określają zakres merytoryczny odpowiedzi i nie muszą być ścisłym wzorcem oczekiwanych sformułowań (za wyjątkiem np. nazw, symboli pierwiastków, wzorów związków chemicznych). Akceptowane są wszystkie odpowiedzi merytorycznie poprawne i spełniające warunki zadania – również te nieprzewidziane jako przykładowe odpowiedzi w schematach punktowania.

- Zdający otrzymuje punkty tylko za poprawne rozwiązania, precyzyjnie odpowiadające poleceniom zawartym w zadaniach.

- Gdy do jednego polecenia zdający podaje kilka odpowiedzi (spośród których jedna jest poprawna, a inne – błędne), nie otrzymuje punktów za żadną z nich. Jeżeli informacje zamieszczone w odpowiedzi (również dodatkowe, które nie wynikają z treści polecenia) świadczą o zasadniczych brakach w rozumieniu zagadnienia, którego dotyczy zadanie,   
i zaprzeczają udzielonej poprawnej odpowiedzi, to za taką odpowiedź zdający również nie otrzymuje punktów.

- W zadaniach wymagających sformułowania wypowiedzi, takiej jak wyjaśnienie, uzasadnienie, opis zmian możliwych do zaobserwowania w czasie doświadczenia, oprócz poprawności merytorycznej oceniana jest poprawność posługiwania się nomenklaturą chemiczną, umiejętne odwołanie się do materiału źródłowego, jeżeli taki został przedstawiony, oraz spójność, logika i klarowność toku rozumowania. Sformułowanie odpowiedzi niejasnej lub częściowo niezrozumiałej skutkuje utratą punktu (np. jeżeli zdający zamiast nazwy podmiotu stosuje zaimek, może uzyskać ocenę pozytywną tylko wtedy, gdy zaimek ten jednoznacznie odnosi się do właściwego podmiotu).

- W zadaniach, w których należy dokonać wyboru, każdą formę jednoznacznego wskazania (np. numer doświadczenia, wzory lub nazwy reagentów) należy uznać za poprawne rozwiązanie tego zadania, o ile podane wzory lub nazwy chemiczne nie zawierają błędu. Oznacza to, że np. podanie w odpowiedzi poprawnego wzoru zamiast nazwy nie skutkuje utratą punktu (mimo formalnej niezgodności z poleceniem), ale napisanie (lub przepisanie   
z treści zadania) błędnego wzoru lub nazwy – nawet jeżeli była podana w treści zadania – skutkuje utratą punktu.

- Rozwiązanie zadania na podstawie błędnego merytorycznie założenia uznaje się w całości za niepoprawne.

- Jeżeli polecenie brzmi: Napisz równanie reakcji w formie …., to w odpowiedzi zdający powinien napisać równanie reakcji w podanej formie z uwzględnieniem bilansu masy   
i ładunku. Za zapis równania reakcji ze współczynnikami ułamkowymi albo będącymi wielokrotnością współczynników najprostszych zdający nie traci punktu, o ile ten zapis spełnia warunki zadania. Za zapis równania reakcji, w którym poprawnie dobrano współczynniki stechiometryczne, ale nie uwzględniono warunków zadania (np. środowiska reakcji), zdający nie uzyskuje oceny pozytywnej.

Notacja chemiczna:

- We wszystkich typach wzorów chemicznych wymagających przedstawienia struktury cząsteczki substancji nieorganicznej lub organicznej (wzory strukturalne, szkieletowe, półstrukturalne, grupowe, uproszczone) oceniania jest poprawność wynikającej z ich zapisu wiązalności atomów oraz poprawność przedstawionej sekwencji atomów lub grup atomów. Wzory zapisane w sposób ignorujący wiązalność atomów (np. podstawnik obecny w cząsteczce związku organicznego łączący się wiązaniem z atomem wodoru zamiast   
z atomem węgla, z którym ten atom wodoru jest związany) oceniane są negatywnie.

- We wzorze strukturalnym należy zapisać symbole wszystkich atomów tworzących cząsteczkę i zaznaczyć kreską wszystkie wiązania występujące w cząsteczce z uwzględnieniem ich krotności. We wzorze strukturalnym nie wymaga się odwzorowania kształtu cząsteczki, czyli zachowania właściwych kątów między wiązaniami.

- Wzór szkieletowy związku organicznego jest odzwierciedleniem kształtu łańcucha węglowego. Nie zapisuje się w nim symboli atomów węgla i połączonych z nimi atomów wodoru, ale w postaci łamanej rysuje się szkielet węglowy, zaznaczając wiązania wielokrotne występujące w cząsteczce, i zapisuje się wzory grup funkcyjnych oraz symbole podstawników (atomów) innych niż wodór.

- Wzór półstrukturalny (grupowy) lub uproszczony związku organicznego zawiera informację, jakie grupy i w jakiej sekwencji tworzą cząsteczkę tego związku. W takim wzorze dopuszcza się niezaznaczenie pojedynczego wiązania C–C i C–H oraz sumaryczny zapis wzoru grupy etylowej C2H5– zamiast CH3–CH2–. Dopuszcza się także każdy sumaryczny zapis wzoru grupy funkcyjnej, o ile jest jednoznaczny i nie sugeruje istnienia wiązania między niewłaściwymi atomami (np. nie dopuszcza się dla grupy hydroksylowej zapisu –HO zamiast poprawnego –OH, a dla grupy aldehydowej zapisu –COH zamiast poprawnego –CHO). Ponadto dopuszcza się zapisy: CH3– zamiast H3C–, NH2– zamiast H2N–.

- We wzorach elektronowych elektrony mogą być przedstawiane w formie kropek, a pary elektronowe – również w formie kresek.

- Jeżeli we wzorze kreskowym zaznaczona jest polaryzacja wiązań, to jej kierunek musi być poprawny.

- Za napisanie wzorów strukturalnych zamiast wzorów półstrukturalnych (grupowych) lub uproszczonych zdający nie traci punktów.

- Za napisanie wzorów elektronowych zamiast wzorów strukturalnych, półstrukturalnych (grupowych) lub uproszczonych zdający nie traci punktów.

Zapis „↑”, „↓” w równaniach reakcji nie jest wymagany.  
- W równaniach reakcji, w których ustala się stan równowagi, brak „⇄” nie powoduje utraty punktów.   
- W równaniach reakcji, w których należy określić kierunek przemiany (np. reakcji redoks), zapis „⇄” zamiast „→” powoduje utratę punktów.  
- Wszystkie wzory i zapisy chemiczne muszą być zgodne z obowiązującą brajlowską notacją chemiczną z 2011 r.   
We wzorach strukturalnych związków pierścieniowych stosuje się wiązania poziome, pionowe oraz prawo- i lewo skośne. Dopuszcza się w brajlowskim zapisie związków stosowanie trzech poziomów informacji.  
1. Związek pierścieniowy i ilość atomów tworzących pierścień.  
2. Lokalizacja i rodzaj podstawników.  
3. Położenie wiązań podwójnych.

Zadania zamknięte i zadania otwarte krótkiej odpowiedzi

Zadanie zamknięte i zadanie otwarte krótkiej odpowiedzi są oceniane zgodnie z jednym   
z następujących schematów:

1 pkt – odpowiedź poprawna.

0 pkt – odpowiedź niepełna lub niepoprawna albo brak odpowiedzi.

2 pkt – odpowiedź całkowicie poprawna.

1 pkt – odpowiedź częściowo poprawna lub odpowiedź niepełna.

0 pkt – odpowiedź niepoprawna lub brak odpowiedzi.

Zadanie doświadczalne

W rozwiązaniach zadań doświadczalnych, w których zdający projektuje doświadczenie, należy wybrać oraz zapisać właściwy odczynnik lub odczynniki z zaproponowanego zestawu, a następnie wykonać kolejne części polecenia, np. sformułować spostrzeżenia i wnioski lub napisać równania reakcji. Błędny wybór lub brak wyboru odczynników skutkuje utratą punktów nie tylko za tę czynnością, lecz także za odpowiedzi będące konsekwencją błędnego projektu doświadczenia albo jego braku.   
  
 Zadanie obliczeniowe

W rozwiązaniach zadań obliczeniowych są oceniane: metoda (przedstawiony tok rozumowania poprawnie wiążący wielkości dane z wielkością szukaną), wykonanie obliczeń   
i podanie wyniku z właściwą jednostką i odpowiednią dokładnością:

2 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń i podanie wyniku.

1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale popełnienie błędów obliczeniowych lub podanie wyniku z błędną jednostką, lub z błędną dokładnością.

0 pkt – zastosowanie niepoprawnej metody albo brak rozwiązania.

Poprawność wykonania obliczeń i wynik mogą być ocenione pozytywnie tylko wtedy, gdy została zastosowana poprawna metoda rozwiązania. Oznacza to, że ocenę pozytywną zdający uzyskuje tylko za taką odpowiedź, na podstawie której można ocenić poprawność jego toku rozumowania. Nieprzedstawienie toku rozumowania skutkuje utratą punktów nawet wtedy, gdy zdający podał poprawne wyniki pośrednie i wynik końcowy. Wynik liczbowy wielkości mianowanej podany bez jednostki lub z niepoprawnym jej zapisem jest traktowany jako wynik błędny.  
 - Za rozwiązanie niedokończone, czyli takie, w którym nie przedstawiono związku miedzy wielkościami danymi a wielkością szukaną, zdający uzyskuje 0 punktów.

- Zastosowanie błędnych wartości liczbowych wielkości niewymienionych w informacji wprowadzającej, treści zadania, poleceniu lub tablicach i niebędących wynikiem obliczeń należy traktować jako błąd metody.

- Zastosowanie błędnych wartości liczbowych wielkości podanych w informacji wprowadzającej, treści zadania, poleceniu lub tablicach należy traktować jako błąd rachunkowy, o ile nie zmienia to istoty analizowanego problemu, a zwłaszcza nie powoduje jego uproszczenia.

- Użycie w obliczeniach błędnej wartości masy molowej uznaje się za błąd metody, chyba że zdający przedstawił sposób jej obliczenia – zgodny ze stechiometrią wzoru – jednoznacznie wskazujący na błąd wyłącznie rachunkowy.

- Wynik liczbowy wielkości mianowanej należy wyrazić w takiej jednostce, jaka jest określona w poleceniu. Jeżeli w poleceniu nie jest sformułowany taki warunek, należy stosować jednostki układu SI lub jednostki zwyczajowo stosowane w polskiej literaturze, np. stężenie molowe roztworu wyraża się w jednostce mol ⋅ dm-3, a masę molową – w jednostce g ⋅ mol-1.

- W polskiej literaturze wielkości fizyczne zwyczajowo podawane są z trzema cyframi  
znaczącymi, co oznacza, że w notacji wykładniczej przyjmują postać: j,ds ⋅10n (j oznacza jedności, d – części dziesiąte, s – części setne), np. stała Avogadra   
NA = 6,02 ⋅ 1023 cząstek ⋅ mol-1, a objętość molowa gazu w warunkach normalnych   
Vmol = 22,4 ⋅ dm3 ⋅ mol-1 = 2,24 ⋅101 dm3 ⋅ mol-1. O ile nie precyzuje tego polecenie, wyniki pośrednie nie powinny być przybliżane, bardziej niż do trzech cyfr znaczących, a wynik końcowy powinien być podany z trzema cyframi znaczącymi.  
  
 Zadanie otwarte rozszerzonej odpowiedzi – zadanie problemowe

Zadanie problemowe, w którego rozwiązaniu można wyróżnić dwa kluczowe etapy, jest oceniane z zastosowaniem następujących poziomów rozwiązania (dla oceny maksymalnej równej 4 pkt):

Poziom 2. (3–4 pkt)

Rozwiązanie zawierające oba etapy wykonane poprawnie co do metody:

4 pkt – jeżeli rozwiązanie nie zawiera usterek, np. błędów arytmetycznych.

3 pkt – jeżeli rozwiązanie zawiera usterki.

Poziom 1. (1–2 pkt)

Rozwiązanie zawierające pierwszy etap wykonany poprawnie co do metody.

2 pkt – jeżeli rozwiązanie nie zawiera usterek, np. błędów arytmetycznych.

1 pkt – jeżeli rozwiązanie zawiera usterki.

Poziom 0. (0 pkt)

Rozwiązanie całkowicie błędne albo brak rozwiązania.

W rozwiązaniach tego typu zadań zdający powinien przedstawić – w sposób zrozumiały dla osoby czytającej rozwiązanie – tok rozumowania prowadzący od wielkości podanych w treści zadania do wielkości szukanej wskazanej w poleceniu. Oznacza to, że w zapisie rozwiązania (niezależnie od zastosowanej metody) powinny zostać:

- jednoznacznie określone dane wykorzystane w obliczeniach

- przedstawione zależności między poszczególnymi wielkościami

- wyróżnione kolejne etapy rozwiązania

- wyróżnione wyniki kolejnych etapów rozwiązania i wyraźnie zaznaczony wynik końcowy (np. przez sformułowanie odpowiedzi lub podkreślenie wartości wielkości szukanej), którym jest wartość liczbowa wielkości szukanej wyrażona w odpowiedniej jednostce (o ile jest ona wielkością mianowaną) i z odpowiednią dokładnością (jeżeli została ona określona   
w poleceniu).

2. Przykładowe zadania z rozwiązaniami

W „Informatorze” dla każdego zadania podano:

- liczbę punktów możliwych do uzyskania za jego rozwiązanie (po numerze zadania)

- najważniejsze wymagania ogólne i szczegółowe, które są sprawdzane w tym zadaniu

- zasady oceniania rozwiązań zadań

- poprawne rozwiązanie każdego zadania zamkniętego oraz przykładowe rozwiązania każdego zadania otwartego.

Przedstawiony poniżej zestaw zadań nie jest ilustracją arkusza egzaminacyjnego.   
W zamieszczonych przykładach akcent położono na zadania sprawdzające wiadomości i  
umiejętności z zakresu zagadnień, które są nowe w podstawie programowej, a także – na zadania nowego typu.

Budowa materii

Zadanie 1.

O dwóch pierwiastkach umownie oznaczonych literami X i Z wiadomo, że:

– konfigurację elektronową atomu pierwiastka X w jednym ze stanów wzbudzonych przedstawia zapis: 1s2 2s2 2p6 3s1 3p3

– łączna liczba elektronów na ostatniej powłoce i na podpowłoce 3d atomu w stanie podstawowym pierwiastka Z jest dwa razy większa od liczby elektronów walencyjnych atomu pierwiastka X.

Zadanie 1.1. (0–2)

Zapisz symbole pierwiastków X i Z, numer grupy oraz symbol bloku konfiguracyjnego, do którego należy każdy z pierwiastków.

Pierwiastek X

1. Symbol pierwiastka ….  
2. Numer grupy….  
3. Symbol bloku ….

Pierwiastek Z  
1. Symbol pierwiastka ….  
2. Numer grupy….  
3. Symbol bloku ….

Zasady oceniania

2 pkt – poprawne uzupełnienie informacji o obu pierwiastkach

1 pkt – poprawne uzupełnienie informacji o jednym pierwiastku

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Pierwiastek X

1. Symbol pierwiastka Si  
2. Numer grupy 14  
3. Symbol bloku p

Pierwiastek Z  
1. Symbol pierwiastka Fe  
2. Numer grupy 8  
3. Symbol bloku d

Zadanie 1.2. (0–1)

Zapisz wartości dwóch liczb kwantowych: głównej i pobocznej, opisujące stan kwantowo-mechaniczny jednego z niesparowanych elektronów o najwyższej energii atomu pierwiastka X w przedstawionym stanie wzbudzonym.

Wartość głównej liczby kwantowej n, – ….

Wartość pobocznej liczby kwantowej l, – ….

Zasady oceniania  
1 pkt – poprawne uzupełnienie obu liczb kwantowych.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Wartość głównej liczby kwantowej n, – 3

Wartość pobocznej liczby kwantowej l, – 1

Zadanie 1.3. (0–1)

Przedstaw pełną konfigurację elektronową jonu Z2+ w stanie podstawowym. Zastosuj zapis konfiguracji elektronowej z uwzględnieniem podpowłok.

Zasady oceniania  
1 pkt – poprawne napisanie konfiguracji elektronowej dwudodatniego jonu pierwiastka Z.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1s22s22p63s23p63d6 albo 1s22s2p63s2p6d6

Zadanie 2. (0–1)  
 Dokończ zdanie. Zapisz odpowiedź spośród podanych A–D.

Wskaż parę pierwiastków, których atomy w stanie podstawowym mają różne liczby niesparowanych elektronów.   
A. krzem i tytan

B. siarka i tytan

C. krzem i żelazo

D. siarka i nikiel

Zasady oceniania

1 pkt – poprawna odpowiedź.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

C

Zadanie 3. (0–1)

Tlenek krzemu (SiO2), nazywany potocznie krzemionką, jest bardzo rozpowszechniony   
w przyrodzie. Czysta krzemionka występuje w postaci krystalicznej, np. jako minerał kwarc.

Dokończ zdanie. Zapisz odpowiedź spośród A–D i jej uzasadnienie spośród 1–4.

Kwarc można zaliczyć do kryształów

A. metalicznych,  
B. jonowych,  
C. kowalencyjnych,  
D. molekularnych,  
ponieważ

1. składa się z cząsteczek SiO2 połączonych oddziaływaniami międzycząsteczkowymi.  
2. jego strukturę tworzą rdzenie atomowe otoczone wspólną „chmurą” elektronów walencyjnych.  
3. jest zbudowany z anionów tlenkowych (O2–) i kationów krzemu (Si4+).  
4. jest zbudowany z atomów połączonych wiązaniami kowalencyjnymi spolaryzowanymi.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne uzupełnienie zdania.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

C4

Zadanie 4. (0–1)

Podczas bombardowania foli aluminiowej cząstkami alfa zachodzą procesy jądrowe z równoczesną emisją pozytonów i neutronów. Stwierdzono, że przemiana jest dwuetapowa: w pierwszej reakcji jądrowej powstają niestabilne jądro i neutron, a potem następuje rozpad β+ tego niestabilnego jądra, któremu towarzyszy emisja neutrino ν.

Napisz równania opisanej przemiany jądrowej. Uzupełnij poniższe schematy.

Zapisz liczby atomowe (Z, Z1), liczby masowe (A, A1) oraz symbole jąder (X, Y)

Jądro X – ….

A – ….  
Z – ….

Jądro Y – ….

A1 – ….  
Z1 – ….

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne zapisanie wszystkich liczb atomowych, masowych oraz symboli jąder

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Jądro X – P

A – 30  
Z – 15

Jądro Y – Si

A1 – 30  
Z1 – 14

Zadanie 5. (0–1)  
 Promieniotwórczość ciężkojonowa to szczególny i rzadki rodzaj promieniotwórczości. Polega na emisji z ciężkiego jądra atomowego jąder atomów lekkiego pierwiastka. Równania takich rozpadów promieniotwórczych zapisuje się zgodnie z zasadami zachowania: ładunku elektrycznego jąder oraz liczby nukleonów.

Napisz równanie rozpadu jądra promieniotwórczego izotopu , z którego jest emitowane jądro izotopu węgla zawierające 8 neutronów.

Zasady oceniania  
1 pkt – poprawne napisanie równania rozpadu jądra .

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

albo

Zadanie 6.

Atom siarki tworzy z atomami fluoru m.in. cząsteczki o wzorze SF2 i SF6.

Zadanie 6.1. (0–1)

Dokończ zdania. Zapisz odpowiedź spośród podanych A–C.   
  
1. Prawidłowy wzór elektronowy cząsteczki SF2 to

A.

F

F

S

B.

F

F

S

C.

F

F

S

2. Cząsteczka SF2 ma kształt

A. kątowy  
B. liniowy  
C. tetraedryczny

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne uzupełnienie obu zdań.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie   
1. B 2. A

Zadanie 6.2. (0–1)  
 Przykładem związku oktaedrycznego jest [sześciofluorek siarki](https://pl.qwe.wiki/wiki/Sulfur_hexafluoride) SF6. Wykaż, na podstawie teorii VSEPR (odpychanie par elektronowych powłoki walencyjnej), że cząsteczka SF6 ma kształt oktaedryczny.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawny wybór i zaznaczenie typu hybrydyzacji oraz poprawne uzasadnienie.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Liczba elektronów walencyjnych w cząsteczce SF6: Lew = 48

Liczba atomów wodoru: LH = 0

Liczba atomów fluoru: LF = 6  
Liczba wolnych par elektronowych: = 0, więc liczba przestrzenna Lp = 0 + 6 = 6

Chemia fizyczna

Zadanie 7. (0–2)

Zbadano wpływ zmian temperatury (doświadczenie I) i zmian ciśnienia (doświadczenie II)   
w układzie na wydajność otrzymywania produktu X w reakcji opisanej schematem:

Wyniki pomiarów zamieszczono w poniższych tabelach. Zawartość produktu X w mieszaninie równowagowej wyrażono w procentach objętościowych.

Doświadczenie I. Ciśnienie 20 MPa  
Oznaczenie tabeli  
T – temperatura, °C  
% – zawartość produktu X w mieszaninie równowagowej

|  |  |
| --- | --- |
| T | % |
| 300 | 63 |
| 500 | 18 |
| 700 | 4 |

Doświadczenie II. Temperatura 400 °C

Oznaczenie tabeli

p – ciśnienie, MPa  
% – zawartość produktu X w mieszaninie równowagowej

|  |  |
| --- | --- |
| p | % |
| 0,1 | 0,4 |
| 10 | 26 |
| 60 | 66 |

Na podstawie przedstawionych wyników pomiarów wybierz spośród wymienionych poniżej proces, który zachodził w badanym układzie.

Napisz numer wybranego procesu spośród 1–4. Odpowiedź uzasadnij.

1. N2 (g) + O2 (g) ⇄ 2NO(g), ∆H° = 182,6 kJ  
2. 2F2 (g) + O2 (g) ⇄ 2F2O(g), ∆H° = 49,0 kJ  
3. N2(g)+ 3H2(g) ⇄ 2NH3(g), ∆H° = – 91,8 kJ  
4. Cl2(g) + H2(g) ⇄ 2HCl(g), ∆H° = – 184,6 kJ

Numer procesu: ….  
Uzasadnienie: ….

Zasady oceniania

2 pkt – poprawne wskazanie numeru procesu i poprawne uzasadnienie uwzględniające wpływ temperatury i wpływ ciśnienia na stan równowagi reakcji.

1 pkt – poprawne wskazanie numeru procesu i poprawne uzasadnienie uwzględniające tylko wpływ temperatury albo tylko wpływ ciśnienia na stan równowagi reakcji.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów (np. tylko wskazanie numeru procesu) albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Numer procesu: 3

Uzasadnienie:

Proces, który zachodził w badanym układzie, musiał być procesem egzoenergetycznym, ponieważ wzrost temperatury skutkował zmniejszeniem wydajności otrzymywania produktu X. Jednocześnie w tej reakcji objętość gazowych substratów musiała być większa niż objętość gazowego produktu, gdyż wzrost ciśnienia był przyczyną wzrostu wydajności otrzymywania produktu X. Takie dwa warunki spełnia jedynie proces syntezy amoniaku, zilustrowany równaniem 3.

Zadanie 8. (0–1)

Przeprowadzono doświadczenie, którego celem była obserwacja zmian energii wewnętrznej badanego układu w wyniku przemiany chemicznej. W procesie przeprowadzonym w warunkach izotermiczno-izobarycznych wprowadzono do cylindra gazowy tlen oraz sproszkowane żelazo i zamknięto ten cylinder ruchomym tłokiem.   
W warunkach doświadczenia reakcja zachodziła z niewielką szybkością. Ścianki cylindra umożliwiały wymianę ciepła z otoczeniem.

Uzupełnij poniższe zdania. Po numerze zdania zapisz jedną odpowiedź spośród A–B oraz C–D .

1. W wyniku przebiegu opisanego procesu tlen się zużywa, a tłok przesuwa się   
A. w dół, wykonując pracę nad układem.   
B. w górę, wykonując pracę nad układem.

2. Przemianie żelaza w tlenek żelaza(III) towarzyszyło odprowadzenie ciepła do otoczenia, co oznacza, że ta reakcja jest procesem

C. endoenergetycznym.  
D. egzoenergetycznym.

Zasady oceniania  
1 pkt – poprawne uzupełnienie zdań.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie   
1. A 2. D

Zadanie 9. (0–2)

Reakcja rozkładu azotanu(V) ołowiu(II) jest procesem endoenergetycznym i przebiega zgodnie z równaniem:

2Pb(NO3)2 → 2PbO + 4NO2↑ + O2↑

Wartości standardowych entalpii tworzenia związków biorących udział w opisanej reakcji podano poniżej:  
Pb(NO3)2  – ∆H° = −449,2 kJ ⋅ mol−1  
PbO – ∆H° = −218,6 kJ ⋅ mol−1  
NO2 – ∆H° = 34,2 kJ ⋅ mol−1  
  
Oblicz, ile energii na sposób ciepła należy dostarczyć, aby całkowicie rozłożyć 3,31 g Pb(NO3)2.

Zasady oceniania  
2 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń i podanie wyniku w kJ.  
1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale:

– popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnego wyniku liczbowego lub

– podanie wyniku z błędną jednostką lub bez jednostki.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie

Entalpia reakcji wynosi:

Jest to energia potrzebna do rozłożenia dwóch moli azotanu(V) ołowiu(II) – 662 g Pb(NO3)2; aby całkowicie rozłożyć 3,31 g soli potrzeba:

Zadanie 10. (0–1)

Do reaktora o stałej pojemności, z którego usunięto powietrze, wprowadzono próbkę gazowego związku A i zainicjowano reakcję. W zamkniętym reaktorze ustaliła się równowaga opisana równaniem:

Mierzono stężenie związku A w czasie trwania reakcji. Tę zależność przedstawiono na poniższym wykresie. Na osi poziomej umieszczono czas w s, a na osi pionowej stężenie związku A, w mol ⋅ dm3

4

10

0

1,0

0,4

0,6

Z poniższych wykresów wybierz ten, który jest ilustracją zależność stężenia związku B od czasu trwania reakcji. Na osi poziomej umieszczono czas w s, a na osi pionowej stężenie związku B, w mol ⋅ dm3

Zapisz prawidłowy wykres A, B albo C i uzasadnij swój wybór.

A.

4

 1,0

0,4

0

10

B.

4

0,4

10

0,6

C.

10

0

4

1,1

0,8

0,9

Uzasadnienie: ….

Zasady oceniania

1 pkt – poprawny wybór wykresu i uzasadnienie.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Wykres C

Uzasadnienie, np.: Wykres musi zaczynać się w punkcie (0, 0), a w stanie równowagi stężenie produktu musi mieć wartość 1,1, czyli 2 razy większą niż ubytek stężenia substratu.

Uwaga: Zdający otrzymuje punkt za każde poprawne uzasadnienie odwołujące się do kształtu wybranego wykresu lub każde poprawne obliczenie.

Informacja do zadań 11.–13.

Skład mieszaniny można wyrazić za pomocą ułamków molowych. Ułamek molowy składnika A, , to iloraz liczby moli tego składnika, , i sumy liczb moli wszystkich składników mieszaniny, np. dla mieszaniny trójskładnikowej A, B, C:

W pewnych warunkach ciśnienia i temperatury sporządzono mieszaninę dwóch gazowych substancji: wodoru i jodu, w zamkniętym reaktorze o objętości V= 20,0 dm3. Po zainicjowaniu procesu opisanego równaniem:

uzyskano w stanie równowagi mieszaninę o składzie: , oraz pewną ilość wodoru. Sumaryczna liczba moli wszystkich składników uzyskanej mieszaniny równowagowej wynosiła .

Zadanie 11. (0–2)

Oblicz wartość stężeniowej stałej równowagi reakcji syntezy jodowodoru w warunkach temperatury i ciśnienia, w których wykonano pomiar, oraz oblicz skład początkowej mieszaniny substratów reakcji w ułamkach molowych.

Zasady oceniania

2 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń oraz podanie wartości stałej równowagi oraz za zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń oraz podanie składu mieszaniny substratów reakcji wyrażonego w ułamkach molowych.

1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale

– popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnego wyniku liczbowego wartości stałej równowagi lub

– popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnych wyników liczbowych wartości ułamków molowych mieszaniny substratów.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody obliczenia stałej równowagi lub składu mieszaniny substratów albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie

Obliczenie równowagowej liczby moli jodu i wodoru:

Obliczenie wartości stężeniowej stałej równowagi:

Ułożenie bilansu materiałowego i obliczenie początkowych liczb moli substratów:

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
|  | H2 | I2 | HI |
| no | a | b | 0 |
| Δn | –x | –x | +2 x |
| nR | 3,0 | 1,5 | 1,5 |

Obliczenie ułamków molowych mieszaniny substratów:

albo

Zadanie 12. (0–1)

Wybierz prawidłowy wykres przedstawiający zmiany liczby moli wszystkich reagentów w czasie trwania reakcji: od momentu rozpoczęcia eksperymentu – P, przez moment, w którym układ osiągnął stan równowagi – R, do momentu zakończenia eksperymentu – Z.

W tym celu wybierz prawidłowy wykres krzywych: n(H2), n(I2) oraz n(HI).

Proces opisano równaniem:

Na osi poziomej oznaczono czas trwania reakcji a na pionowej liczba moli reagentów.  
Krzywe oznaczono n(H2), n(I2) oraz n(HI).

Opis oznaczeń na wykresach

n(HI)

n(I2)

n(H2)

Zapisz prawidłowy wykres A, B albo C.

A.

P R Z

3

2

1

0

4

B.

P R Z

3

2

1

0

4

C.

P R Z

3

2

1

0

4

Zasady oceniania

1 pkt – poprawny wybór wykresu.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

B.

Zadanie 13. (0–1)  
 Oceń prawdziwość poniższych zdań. Po każdym numerze zdania zapisz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.

1. Wraz ze wzrostem temperatury, w warunkach izobarycznych, wartość stałej równowagi reakcji syntezy jodowodoru będzie malała.  
2. Wraz ze wzrostem temperatury, w warunkach izobarycznych, wartość ułamka molowego jodowodoru w mieszaninie równowagowej będzie wzrastała.  
3. Szybkość reakcji: na początku eksperymentu jest większa od szybkości reakcji: mierzonej w tym samym momencie.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne wskazanie trzech odpowiedzi.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1. F 2. P 3. P.

Zadanie 14. (0–3)  
 Termograwimetria to technika badania związków chemicznych pozwalająca m.in. na rejestrację zmian masy próbki w trakcie jej rozkładu termicznego. Wynikiem takiego badania jest krzywa zwana termogramem, ilustrująca zmianę masy próbki w funkcji wzrastającej ze stałą szybkością temperatury.

Próbkę zawierającą 3∙10–4 mola uwodnionego węglanu kobaltu(II), CoCO3∙xH2O, ogrzewano   
w atmosferze argonu. Rejestrowano zmiany masy próbki wraz z rosnącą temperaturą   
w przedziale od 0 °C do 550 °C. Badanie prowadzono do chwili, w której masa próbki nie ulegała już dalszym zmianom. Stwierdzono, że rozkład termiczny zachodzi w dwóch etapach. Analiza gazowych produktów rozkładu powstających w trakcie eksperymentu w obu etapach wykazała, że w każdym z nich wydziela się tylko jeden rodzaj gazu, w każdym z etapów – inny.

Uzyskany termogram przedstawiono na poniższym schemacie.

Na osi poziomej oznaczono temperaturę w °C, a na pionowej masę próbki w mg.

320 550

35,7

22,5

0

68,1

Pierwszy etap:

temperatura w przedziale od 0 °C do 320 °C,

masa początkowa próbki wynosiła 68,1 mg a po I etapie 35,7 mg.

Drugi etap:

temperatura w przedziale od 320 °C do 550 °C,

masa próbki po I etapie wynosiła 35,7 mg a po II etapie 22,5 mg.

Próbkę zawierającą 3∙10–4 mola uwodnionego węglanu kobaltu(II), CoCO3∙xH2O, ogrzewano   
w atmosferze argonu. Masa początkowa próbki wynosiła 68,1 mg.

Na podstawie obliczeń ustal przebieg rozkładu hydratu węglanu kobaltu(II) – zapisz równania reakcji przebiegających w pierwszym i drugim etapie rozkładu.

Równanie reakcji rozkładu w I etapie: ….   
Równanie reakcji rozkładu w II etapie: ….   
  
 Zasady oceniania

3 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń oraz podanie dwóch równań reakcji rozkładu.

2 pkt – zastosowanie poprawnej metody i poprawne wykonanie obliczeń oraz błędne napisanie równań reakcji lub brak równań reakcji rozkładu albo

– zastosowanie poprawnej metody, ale popełnienie błędów rachunkowych, które umożliwiają podanie równań reakcji, przy czym w pierwszym etapie równanie przedstawia proces odwodnienia hydratu, a w drugim – rozkład węglanu.

1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale popełnienie błędów rachunkowych oraz błędne napisanie równań reakcji lub brak równań reakcji rozkładu.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie

Obliczenie masy molowej hydratu, CoCO3∙xH2O:

3∙10–4 mol – 68,1∙10–3 g

1 mol – M g

M = 227 g

M(CoCO3)= 119 g∙mol–1, zatem: x = 6.

6∙3∙10–4 mol – x mg H2O

1 mol – 18∙103 mg H2O

x = 32,4 mg H2O – co odpowiada ΔmI

3∙10–4 mol – y mg CO2

1 mol – 44∙103 mg CO2

y = 13,2 mg CO2 – co odpowiada ΔmII

Równanie reakcji rozkładu w I etapie: CoCO3∙6H2O ⭢ CoCO3 + 6H2O

Równanie reakcji rozkładu w II etapie: CoCO3 ⭢ CoO + CO2

Chemia nieorganiczna

Zadanie 15.   
 Przeprowadzono doświadczenie, w którym na podstawie zachodzącej reakcji chemicznej można stwierdzić, że wolny chlor jest silniejszym utleniaczem niż wolny brom.

Zadanie 15.1. (0–1)  
 Do probówki zawierającej tetrachlorek węgla CCl4 dodano jeden z odczynników z zestawu I, oraz jeden z zestawu II. Jakie odczynniki należy wybrać aby potwierdzić, że chlor ma silniejsze właściwości utleniające niż brom.

Wybierz i zapisz po jednym wzorze odczynnika w zestawach I i II. Po numerze zestawu zapisz jedną odpowiedź spośród A–B oraz A–D .

Zestaw I:

A. KBr(aq)   
B. KCl(aq)

Zestaw II:  
A. Br2 (aq)   
B. Cl2 (aq)    
C. KBr(aq)   
D. KCl(aq)

Zasady oceniania  
1 pkt – poprawny wybór wzorów odczynników.

0 pkt – 0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

.

Rozwiązanie

Zestaw I: A

Zestaw II: B  
  
 Zadanie 15.2. (0–1)

Do probówki zawierającej kilka cm3 bezbarwnego rozpuszczalnika CCl4 wlano podobną objętość odczynnika, który został wybrany z zestawu I, a następnie zawartość probówki energicznie wstrząsano. Zaobserwowano rozdzielenie się cieczy na dwie warstwy (etap 1.). Następnie do probówki dodano odczynnik wybrany z zestawu II, ponownie wstrząsano zawartość probówki i zaobserwowano rozdzielenie się cieczy na dwie warstwy (etap 2.).

Dokończ zdania. Po numerze zdania zapisz odpowiedź spośród podanych A–C.

1. Barwa warstwy organicznej po 1 etapie była:  
A. żółtobrunatna  
B. bezbarwna  
C. biała  
  
2. Barwa warstwy organicznej po 2 etapie była:  
A. pomarańczowa  
B. bezbarwna  
C. biała

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne dokończenie obu zdań.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie  
1. B 2. A

Zadanie 15.3. (0–1)

Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji zachodzącej podczas przeprowadzonego doświadczenia.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne napisanie w formie jonowej skróconej równania reakcji.

0 pkt – 0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

2Br+ Cl2 → 2Cl+ Br2

Informacja do zadań 16.‒19.

Jod bardzo słabo rozpuszcza się w wodzie i jego nasycony roztwór, nazywany wodą jodową, w temperaturze 25 oC ma stężenie ok. 1,3·10‒3 mol·dm‒3. Dużo lepiej jod rozpuszcza się w roztworze zawierającym jony jodkowe, gdyż przebiega tam reakcja opisana równaniem:

Stężeniowa stała tej równowagi w temperaturze 25 oC jest równa 700.

W niektórych schorzeniach tarczycy stosuje się tzw. płyn Lugola, który można przyrządzić, jeśli wymiesza się 1 g jodu, 2 g jodku potasu i 97 g wody.

Zadanie 16. (0–2)

Oblicz masę jodu rozpuszczonego w 100 g nasyconego wodnego roztworu w temperaturze 25 oC. Oblicz, ile razy masa jodu, który rozpuszczono, aby przygotować 100 g płynu Lugola jest większa niż masa jodu w 100 g wody jodowej. Przyjmij, że gęstość wody jodowej jest równa 1,0 g·cm–3.

Zasady oceniania

2 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne obliczenie masy jodu w wodzie jodowej   
i porównanie z masą jodu rozpuszczonego w płynie Lugola .

1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale

– popełnienie błędu rachunkowego prowadzącego do błędnego wyniku i porównanie go z masą jodu rozpuszczonego w płynie Lugola. lub

– poprawne obliczenie stężenia jodu w płynie Lugola i brak porównania go z masą jodu rozpuszczonego w płynie Lugola.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie

Masa molowa jodu   
Płyn Lugola:

do przygotowania 100 g płynu Lugola użyto 1 g jodu  
Woda jodowa:

oraz

objętość roztworu

Porównanie masy jodu:

Masa jodu rozpuszczonego w płynie Lugola jest ok. 30 razy większa niż w wodzie jodowej.

Zadanie 17. (0–2)

Oblicz równowagowe stężenie jonów jodkowych (I‒) w płynie Lugola w temperaturze 25 oC. Przyjmij, że gęstość tego roztworu w temperaturze pokojowej jest równa 1,05 g·cm‒3.

Zasady oceniania

2 pkt – zastosowanie poprawnej metody i poprawne obliczenie stężenia jonów jodkowych   
w płynie Lugola.

1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale popełnienie błędu rachunkowego.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie

Masa molowa KI:

Liczba moli jonów jodkowych:

Stężenie jonów jodkowych:

Stężenia początkowe: 0,0415 0,127 0

I2 + I‒ ⮀

Stężenia równowagowe: (0,0415 ‒ x) (0,127 ‒ x) x

Stała równowagi:

– za duża wartość

równowagowe

Zadanie 18. (0–1)  
 Jonu trijodkowy ma budowę liniową. Wzór elektronowy jonu trijodkowego wskazuje na obecność niewiążących par elektronowych na atomie centralnym.

Dokończ zdanie. Zapisz odpowiedź spośród podanych A–D.

Liczba wolnych par elektronowych na atomie centralnym wynosi  
A. 0

B. 1  
C. 2  
D. 3

Zasady oceniania

1 pkt – poprawna odpowiedź.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie   
D

Zadanie 19.

W roztworze wodnym o odczynie zasadowym cząsteczki jodu ulegają reakcji dysproporcjonowania, w wyniku czego tworzą się jony jodkowe i jony jodanowe(I). Jodany(I) są tak nietrwałe, że łatwo ulegają kolejnej przemianie, której produktami są jodki i jodany(V).

Napisz w formie jonowej sumaryczne równanie reakcji zachodzącej po wprowadzeniu jodu do wodnego roztworu wodorotlenku sodu.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne napisanie sumarycznego równania reakcji dysproporcjonowania jodu.

0 pkt – 0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie   
3I2 + 6OH– 5I– +  + 3H2O

Zadanie 20. (0–4)

Na wykresie i w tabeli zamieszczone są dane dotyczące wodnych roztworów jodku potasu.

Przygotowano 100 g wodnego roztworu jodku potasu w temperaturze t = 20 °C, a następnie go rozcieńczono, dodając 195 g wody i utrzymując stałą temperaturę 20 °C.

Na poniższym wykresie narysowano zależności rozpuszczalności jodku potasu (KI) od temperatury

Na osi poziomej znajduje się temperatura w °C, a na pionowej rozpuszczalność w g/100 g wody.

0 10 30

153

136

W tabeli podano zależności gęstości roztworów jodku potasu od stężenia (t = 20 °C).

Opis oznaczeń tabel

Cp – stężenie, % mas.  
d – gęstość w g/ cm3

|  |  |
| --- | --- |
| Cp | d |
| 18 | 1,147 |
| 20 | 1,166 |
| 22 | 1,186 |
| 24 | 1,206 |

Na podstawie zamieszczonych informacji oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego po zmieszaniu 100 g roztworu nasyconego i 195 g wody w temperaturze 20 oC.

Zasady oceniania

To zadanie jest oceniane z zastosowaniem następujących poziomów rozwiązania:

Poziom 2. (3–4 pkt)

Rozwiązanie zawierające oba poprawnie – przynajmniej co do metody – wykonane etapy prowadzące do obliczenia stężenia molowego KI:

– poprawne odczytanie wartości rozpuszczalności z wykresu

– obliczenie stężenia procentowego KI

– odczytanie odpowiedniej wartości gęstości z tabeli

– obliczenie stężenia molowego KI i podanie wyniku z właściwą jednostką.

4 pkt – jeżeli rozwiązanie nie zawiera błędów.

3 pkt – jeżeli rozwiązanie zawiera błędy (arytmetyczne, odczytu danych, wynik jest podany z błędną jednostką lub bez jednostki).

Poziom 1. (1–2 pkt)

Rozwiązanie zawierające poprawnie – przynajmniej co do metody – wykonany pierwszy etap prowadzący do obliczenia stężenia procentowego KI:

– poprawne odczytanie wartości rozpuszczalności z wykresu

– obliczenie stężenia procentowego KI

– odczytanie odpowiedniej wartości gęstości z tabeli

2 pkt – jeżeli rozwiązanie nie zawiera błędów.

1 pkt – jeżeli rozwiązanie zawiera błędy (arytmetyczne, odczytu danych, wynik jest podany z błędną jednostką lub bez jednostki).

Poziom 0. (0 pkt)

Rozwiązanie całkowicie błędne albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie   
Etap I

W temperaturze 20 oC rozpuszczalność jodku potasu wynosi 144 (+ 1) g na 100 g wody.

masa substancji = 144 g

masa roztworu nasyconego = (144 + 100) g = 244 g

w 100 g roztworu nasyconego

masa roztworu rozcieńczonego = (195 + 100) g = 295 g

Stężenie procentowe

Etap II

Odczytanie odpowiedniej wartości gęstości roztworu z tabeli i obliczenie stężenia molowego KI. = 1,166g·cm‒3

Liczba moli KI:

Objętość roztworu:

Stężenie molowe KI:

Zadanie 21.

Dwa tlenki metali oznaczone umownie wzorami A2O i XO3, reagują ze sobą w stosunku molowym 1:1. Produktem reakcji jest jonowy związek Z, w którym masowa zawartość procentowa pierwiastka A wynosi 40,2%, natomiast dla pierwiastka X ta wielkość jest równa 26,8%.

Zadanie 21.1. (0–2)

Na podstawie obliczeń ustal symbole pierwiastków A i X.

Zasady oceniania

2 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń i napisanie symboli pierwiastków.

1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do ustalenia błędnych symboli.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie

Równanie reakcji: A2O + XO3 → A2XO4

Obliczenie masy molowej pierwiastków A i X: %O2 = 100% – (26,8% +40,2%) = 33%

33,0% – 4 ∙ 16 g

26,8% – x

x = 52 g

MX = 52 g ∙ mol–1 - chrom

33,0% – 4 ∙ 16 g

40,2% – a

a = 78 g   
MA = 39 g ∙ mol–1 - potas

Symbol pierwiastka A: K

symbol pierwiastka X: Cr

Zadanie 21.2. (0–1)

Wybierz jonowy związek Z będący produktem reakcji tlenków metali z zadania 21.1.

Dokończ zdanie. Zapisz odpowiedź spośród podanych A–C.

Związkiem Z jest

A. jasnożółty chromian potasu.  
B. pomarańczowy dichromian(VI) potasu.  
C. zielony chlorek niklu (II).

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne dokończenie zdania.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

A  
  
 Zadanie 22.

W dwóch kolbach znajdują się dwa różne, ale podobnie wyglądające roztwory wodne o malinowej barwie.

Zadanie 22.1. (0–1)   
 Spośród wymienionych niżej roztworów wybierz te, które mogą wyglądać tak jak roztwory opisane w zadaniu 22.

Dokończ zdanie. Zapisz dwie odpowiedzi spośród podanych A–F.

Substancje, których wodne roztwory przyjmują barwę malinową to

A. K2CrO4(aq)  
B. KMnO4(aq)

C. HCl(aq) z dodatkiem oranżu metylowego  
D. CuSO4(aq)  
E. MnSO4(aq)  
F. KOH(aq) z dodatkiem fenoloftaleiny

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne wskazanie dwóch roztworów.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

BF

Zadanie 22.2. (0–1)

Przeprowadzono dwa niezależne doświadczenia, w których do roztworów z obu naczyń dodano jeden taki sam odczynnik. W każdym z tych doświadczeń nastąpiła wyraźna zmiana barwy tylko jednego roztworu.

Wybierz dwa odczynniki, z których każdy po dodaniu (w odpowiedniej ilości) do obu badanych roztworów spowoduje wyraźną zmianę barwy tylko jednego z nich. Zapisz nazwy wybranych odczynników.

Zapisz dwie odpowiedzi spośród podanych A–F.

A. HBr (aq)  
B. NaOH (aq)  
C. H2SO4 (aq)  
D. K2SO4 (aq)  
E. NaNO2 (aq)  
F. NaNO3 (aq)

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne wskazanie dwóch odczynników służących do rozróżnienia roztworów.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

CE

Zadanie 22.3. (0–1)   
 Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji, których przebieg był przyczyną zmiany  
barwy roztworu z każdego naczynia.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne napisanie dwóch równań reakcji.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

OH‒ + H3O+ → 2H2O lub OH‒ + H+ → H2O

+ + H2O → 2MnO2 + + 2OH‒

Uwaga: Kolejność zapisu równań reakcji jest dowolna.

Zadanie 23. (0–2)

Uczniowie wykonywali doświadczenie, podczas którego działali kwasem solnym na węglan wapnia, w zestawie umożliwiającym pochłanianie wydzielającego się CO2 w roztworze KOH. Naczynie z tym roztworem miało być zważone przed doświadczeniem i po jego zakończeniu. Reakcje wydzielania i pochłaniania CO2 opisują równania:

CaCO3 + 2HCl → CaCl2 + H2O + CO2

CO2 + 2KOH → K2CO3 + H2O

Węglan wapnia był stosowany w nadmiarze, natomiast kwas solny miał nieznane stężenie, ale mógł zostać dokładnie odmierzony. Na podstawie jego objętości oraz przyrostu masy naczynia z KOH, uczniowie mieli oszacować stężenie roztworu HCl. Uczniowie zapisali swoje pomiary.

Uczeń I:  
Objętość roztworu HCl wynosiła 10,0 cm3, a przyrost masy w naczyniu z KOH wynosi 1,1 g

Uczeń II:  
Objętość roztworu HCl wynosiła 20,0 cm3, a przyrost masy w naczyniu z KOH wynosi 11,0 g

Okazało się, że jeden z uczniów błędnie zmierzył lub błędnie zapisał przyrost masy.

Oblicz stężenie molowe badanego roztworu na podstawie wyników ucznia I i ucznia II. Wskaż ucznia, który poprawnie wykonał doświadczenie. Odpowiedź uzasadnij.  
  
Doświadczenie poprawnie wykonał uczeń ….  
Uzasadnienie: ….

Zasady oceniania

2 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne obliczenie stężenia HCl w obu przypadkach, wskazanie ucznia, który poprawnie wykonał doświadczenie,   
i uzasadnienie.

1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne obliczenie stężenia HCl w obu przypadkach, ale

– błędne wskazanie albo brak wskazania ucznia, który poprawnie wykonał doświadczenie lub

– błędne uzasadnienie albo brak uzasadnienia.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie   
Uczeń I

Przyrost masy naczynia z KOH jest równy masie wydzielonego CO2:

= 1,1 g

= 2= 0,05 mol

Stężenie HCl:

Uczeń II

Przyrost masy naczynia z KOH jest równy masie wydzielonego CO2:

= 11 g

= 2= 0,5 mol

Stężenie HCl:

Doświadczenie poprawnie wykonał uczeń I.

Uzasadnienie:

Uczeń II popełnił błąd w pomiarach lub zapisie wyniku – wskazuje na to nieprawdopodobnie wysokie stężenie kwasu, obliczone na podstawie jego danych.

(25 moli HCl to ponad 900 g, więc stężenie procentowe takiego roztworu wynosiłoby ok. 90% a maksymalne stężenie kwasu solnego nie przekracza 40%)

Informacja do zadań 24.–25.

Azotki to grupa związków chemicznych o zróżnicowanej budowie i właściwościach, w której atomom azotu przypisuje się stopień utlenienia równy –III. Niżej opisano wybrane właściwości dwóch azotków.

Azotek litu, Li3N, w temperaturze T = 298 K i pod ciśnieniem p = 1000 hPa jest krystalicznym ciałem stałym, o wysokiej temperaturze topnienia. Po stopieniu azotek litu przewodzi prąd elektryczny. Azotek litu otrzymuje się w reakcji syntezy z pierwiastków. Jest substancją higroskopijną, a w kontakcie z wodą rozkłada się z wydzieleniem amoniaku. Roztwór po reakcji azotku litu z wodą i usunięciu amoniaku z roztworu ma pH > 7. Li3N reaguje też z wodnymi roztworami kwasów.  
 Azotek boru, BN, to w temperaturze T = 298 K i pod ciśnieniem p = 1000 hPa krystaliczne, bezbarwne ciało stałe, o bardzo wysokiej temperaturze topnienia, występujące w kilku odmianach polimorficznych. Stopiony azotek boru nie przewodzi prądu elektrycznego. Zależnie od rodzaju odmiany polimorficznej wykazuje zróżnicowaną twardość, od twardości zbliżonej do twardości grafitu aż do twardości diamentu. Otrzymuje się go wieloma metodami, a jedną z nich jest reakcja mocznika, CO(NH2)2, z tlenkiem boru, B2O3, w temperaturze 1000 °C, przy czym produktami ubocznymi są para wodna i tlenek węgla(IV).

Zadanie 24.1. (0–1)  
 Uzupełnij poniższe zdanie. Wybierz i zapisz jedną odpowiedź spośród A–C oraz D–F.

Azotek litu tworzy kryształy   
A. jonowe,    
B. kowalencyjne,    
C. metaliczne,   
a azotek boru tworzy kryształy   
D. jonowe.    
E. kowalencyjne.     
F. metaliczne.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne uzupełnienie zdania.

0 pkt – odpowiedź niepełna lub niepoprawna albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

AE

Zadanie 24.2. (0–1)

Napisz równanie syntezy azotku litu z pierwiastków i równanie reakcji otrzymywania azotku boru z mocznika i tlenku boru.

1. Reakcja otrzymywania azotku litu: ….

2. Równanie otrzymywania azotku boru: ….

Zasady oceniania  
1 pkt – poprawne napisanie dwóch równań reakcji.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1. 6Li + N2 ⭢ 2Li3N

2. CO(NH2)2 + B2O3 ⭢ 2BN + CO2 + 2H2O

Zadanie 25.

Po wprowadzeniu do wody próbki Li3N o masie 43,75 mg zaszła reakcja dana równaniem:

Li3N (s) + 3H2O(c) ⭢ 3LiOH(aq) + NH3(g)

Powstały roztwór ogrzewano aż do całkowitego usunięcia wydzielającego się w reakcji gazu. Po wystudzeniu do temperatury 20 °C mieszaninę uzupełniono wodą do końcowej objętości 750 cm3 i uzyskano bezbarwny, klarowny roztwór o gęstości 1,002 g∙cm–3, który oznaczono symbolem S. Ustalono, że wartość pH roztworu S wynosi 11,7.

Zadanie 25.1. (0–2)

Na podstawie obliczeń wykaż, że pH otrzymanego roztworu S było równe 11,7.

Zasady oceniania  
2 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń oraz potwierdzenie podanej wartości pH.

1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnego wyniku liczbowego.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie

Obliczenie liczby moli LiOH powstającego w reakcji:

43,75 mg Li3N – x mol LiOH

35∙103 mg Li3N – 3 mol LiOH

x = 3,75∙10–3 mol LiOH

Obliczenie stężenia molowego roztworu LiOH:

Obliczenie pH:  
pOH= – log (0,5∙10–2) = 0,301 + 2 ≈ 2,3

pH= 14 – pOH = 11,7

Zadanie 25.2. (0–1)

Metoda kolorymetryczna to jedna z szybszych doświadczalnych metod oznaczania orientacyjnej wartości pH roztworu. Polega na użyciu kilku wskaźników do wyznaczenia przedziału, w którym zawiera się wartość pH badanego roztworu.  
Pobrano trzy jednakowe próbki roztworu *S* do trzech probówek i wprowadzono do każdej z nich z osobna po kilka kropli roztworów wskaźników I, II i III.

Wskaźnik I

Zakresy zmian barw oznaczone są dla przedziałów wartości pH: (1,2–2,8) i (8,0–9,6).

Wskaźnik II

Zakresy zmian barw oznaczone są dla przedziałów wartości pH: (11,6–14,0).  
Wskaźnik III

Zakresy zmian barw oznaczone są dla przedziałów wartości pH: (0,1–2,0) i (11,5–13,2).

Napisz, w jakim przedziale mieści się wartość pH roztworu S wyznaczona metodą kolorymetryczną.

Wartość pH badanego roztworu wyznaczona na podstawie barw wybranych wskaźników   
jest większa niż …. i mniejsza niż …. .

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne określenie zakresu pH.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Wartość pH badanego roztworu jest większa niż 11,6 i mniejsza niż 13,2.

Równowagi w roztworach wodnych

Zadanie 26.

Przygotowano wodne roztwory pięciu substancji chemicznych NaCl, CH3COOH, Ba(OH)2, NaNO2, HBr. Wszystkie roztwory miały takie samo stężenie molowe 0,1 mol·dm–3.  
  
 Zadanie 26.1. (0–1)

Uszereguj związki o podanych wzorach zgodnie ze wzrastającym stężeniem jonów OH− ich wodnych roztworów. Napisz wzory tych związków w odpowiedniej kolejności od najmniejszego do największego stężenia jonów (OH)-.

Zasady oceniania  
1 pkt – poprawne uszeregowanie związków.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

HBr, CH3COOH, NaCl, NaNO2, Ba(OH)2

Zadanie 26.2. (0–1)

Napisz wzory tych związków: NaCl, CH3COOH, Ba(OH)2, NaNO2, HBr, których wodne roztwory po dodaniu do nich wodnego roztworu oranżu metylowego zabarwią się na czerwono.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawny wybór i napisanie wzorów dwóch związków.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie  
HBr, CH3COOH

Zadanie 27. (0–2)

W praktyce analitycznej stosuje się roztwory zawierające mieszaninę dwóch kwasów lub zasad. Jeżeli roztwór zawiera mieszaninę dwóch słabych kwasów jednoprotonowych, można przyjąć z pewnym przybliżeniem, że stężenie jonów hydroniowych w tym roztworze jest równe:

gdzie:

i – stałe dysocjacji kwasów

i – stężenia kwasów w otrzymanej mieszaninie.  
  
W temperaturze T zmieszano 50,0 cm3 wodnego roztworu kwasu metanowego (mrówkowego) o stężeniu 0,10 mol ∙ dm–3  z 50,0 cm3 wodnego roztworu kwasu etanowego (octowego) o stężeniu 0,10 mol ∙ dm–3 . W temperaturze T stała dysocjacji kwasu metanowego jest równa 1,77 ∙ 10–4, a stała dysocjacji kwasu etanowego wynosi 1,75 ∙ 10–5.

Oblicz pH otrzymanego roztworu. W obliczeniach przyjmij, że objętość powstałego roztworu jest sumą objętości roztworów wyjściowych. Wynik końcowy zaokrąglij do pierwszego miejsca po przecinku.

Zasady oceniania

2pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń oraz podanie wyniku w odpowiednich jednostkach i z odpowiednią dokładnością.

1pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale:

– popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnego wyniku liczbowego lub

– podanie wyniku z błędną jednostką lub niepoprawną dokładnością.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie

Po zmieszaniu roztworów objętość mieszaniny kwasów jest równa 100 cm3, a stężenia obu kwasów: = 0,05 mol ∙ dm–3.

stężenie jonów H3O+ w mieszaninie kwasów jest równe:

pH = − log 0,00312 = 2,5

Zadanie 28.

Roztwory zawierające porównywalne liczby drobin kwasu Brønsteda i sprzężonej   
z nim zasady nazywane są roztworami buforowymi. Przykładem buforu może być mieszanina roztworu octanu sodu i roztworu kwasu octowego. W takim roztworze ustala się równowaga chemiczna: + H2O ⇄ H3O+ + A– opisywana przez stałą dysocjacji kwasu HA.   
Ponieważ

to pH buforu octanowego można obliczyć ze wzoru:

pH buforu prawie nie zależy od jego stężenia i nieznacznie się zmienia podczas dodawania niewielkich ilości mocnych kwasów lub mocnych zasad.

Zadanie 28.1. (0–1)  
 Wybierz i zapisz wzory dwóch związków chemicznych, spośród podanych HCl, NaOH, NH4Cl, NaCl, których roztwory po zmieszaniu w odpowiednim stosunku pozwolą uzyskać roztwór buforowy.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawny wybór dwóch wzorów.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

NaOH, NH4Cl

Zadanie 28.2. (0–2)  
 Zmieszano 100 cm3 roztworu octanu sodu o stężeniu 0,875 mol∙dm−3 i 400 cm3 roztworu kwasu octowego o stężeniu 0,125 mol∙dm−3. Uzyskano 500 cm3 roztworu w temperaturze 298 K.

Oblicz pH uzyskanego roztworu buforowego.

Zasady oceniania

2 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń i podanie wyniku.

1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnego wyniku liczbowego.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie

Liczba moli octanu sodu: 0,1 ∙ 0,875 = 0,0875 mol (CH3COO –)

Liczba moli kwasu octowego: 0,4 ∙ 0,125 = 0,0500 mol (CH3COOH)

Stosunek stężeń molowych w roztworze równa się stosunkowi liczby moli, zatem:

Zadanie 29. (0–2)  
 W kolbie umieszczono 1,0 g tlenku wapnia, dodano 100 cm3 wody, wymieszano i kolbę zamkniętą korkiem pozostawiono na kilka godzin. Następnie pobrano trochę roztworu  
i w temperaturze 25 °C zmierzono jego pH. Po pewnym czasie pomiar powtórzono, ale wartość pH nie zmieniła się i wynosiła 12,33. Przyjęto, że cały tlenek wapnia przereagował zgodnie z równaniem: CaO + H2O → Ca(OH)2

i ustaliła się równowaga między fazą stałą a roztworem:

Ca(OH)2 ⇄ Ca2+ + 2OH−  
  
Oblicz wartość iloczynu rozpuszczalności (Ks) wodorotlenku wapnia w warunkach doświadczenia.

Zasady oceniania  
2 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń i podanie wyniku.

1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnego wyniku liczbowego.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie

pOH = 14 – pH = 1,67

[OH−]= 10–1,67= 0,0214 mol·dm–3

[Ca2+]= 0,5 [OH−] = 0,0107 mol·dm–3

Ks = [Ca2+]·[OH−]2

Ks = 0,0107 · 0,02142 = 4,9·10–6

Zadanie 30. (0–4)  
 Woda ciężka (tlenek deuteru, D2O), której cząsteczki zawierają deuter – izotop wodoru 2H, podobnie jak zwykła woda, ulega odwracalnemu procesowi autodysocjacji opisanemu równaniem: 2D2O ⇄ D3O+ + OD−.  
Proces autodysocjacji można opisać stałą dysocjacji zależną od temperatury. Wygodnym sposobem posługiwania się stałą dysocjacji jest wyrażenie jej wartości w formie zlogarytmowanej: .  
Wartość (pKw) dla procesu autodysocjacji wody zwykłej w temperaturze 25 oC wynosi 14,00.

Na podstawie wykresu zależności od temperatury, oblicz stężenie molowe jonów OD− w ciężkiej wodzie w temperaturze 25 oC.   
Na osi poziomej przedstawiono temperaturę w oC, a na osi pionowej .

10 20 30 40 50

15,44

15,05

14,65

Rozstrzygnij, który proces dysocjacji – D2O czy H2O – zachodzi w większym stopniu w temperaturze 25 oC.

Zasady oceniania

To zadanie jest oceniane z zastosowaniem następujących poziomów rozwiązania:

Poziom 2. (3–4 pkt)

Rozwiązanie zawierające oba poprawnie – przynajmniej co do metody – wykonane etapy prowadzące do sformułowania wniosku, np.:

– odczytanie odpowiedniej wartości z wykresu   
– obliczenie stężenia molowego jonów OD−

– obliczenie stężenia molowego jonów OH−

– porównanie stężeń i sformułowanie wniosku.

4 pkt – jeżeli rozwiązanie nie zawiera błędów.

3 pkt – jeżeli rozwiązanie zawiera błędy (arytmetyczne, odczytu danych, wynik jest podany z błędną jednostką lub bez jednostki).

Poziom 1. (1–2 pkt)

Rozwiązanie zawierające pierwszy poprawnie wykonany etap:   
– odczytanie odpowiedniej wartości z wykresu   
2 pkt – jeżeli rozwiązanie nie zawiera błędów.

1 pkt – jeżeli rozwiązanie zawiera błędy (odczytu danych, wynik jest podany z błędną jednostką).

Poziom 0. (0 pkt)

Rozwiązanie całkowicie błędne albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie

Etap I

Odczytana wartość = 14,85.

Etap II  
pD = pOD = = 7,425 (wartość literaturowa 7,44)

pOD = 7 + 0,425; [OD−] = 10−7∙10−0,425 mol∙dm−3 = 0,38∙10−7 mol∙dm−3 (= 3,8.10−8 mol∙dm−3)

pKw = 14,00  
pH = pOH = = 7,00  
pOH = 7; [OH−] = 1.10−7 mol∙dm−3  
W temperaturze 25 ºC stężenie molowe jonów OH− w wodzie wynosi 1.10−7 mol∙dm−3 jest większe niż obliczone stężenie molowe jonów OD− = 0,38.10−7 mol∙dm−3.

Proces dysocjacji wody zwykłej zachodzi w większym stopniu niż proces dysocjacji wody ciężkiej.

Elektrochemia

Zadanie 31. (0–1)

Oceń prawdziwość poniższych zdań. Po każdym numerze zdania zapisz P, jeśli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.

1. W ogniwie opisanym schematem Fe | Fe2+ || Ag+ | Ag funkcję katody pełni półogniwo żelazne, a funkcję anody − półogniwo srebrowe.  
2. W pracującym ogniwie opisanym schematem Zn | Zn2+ || Cu2+ | Cu na katodzie przebiega reakcja opisana równaniem Cu2+ + 2e– → Cu.  
3. Podczas pracy ogniwa zbudowanego z półogniwa magnezowego i półogniwa ołowiowego następuje roztwarzanie magnezu i wydzielanie się ołowiu.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawna ocena trzech zdań.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1. F 2. P 3. P

Zadanie 32.

W półogniwach A i B zachodzą reakcje opisane równaniami:

Półogniwo A  
Równanie reakcji elektrodowej: MnO2 + 4H+ + 2e− ⇄ Mn2+ + 2H2O

Potencjał standardowy redukcji: Eo = +1,224 V

Półogniwo B  
Równanie reakcji elektrodowej: Mn + 4H+ + 3e− ⇄ MnO2 + 2H2O

Potencjał standardowy redukcji: Eo = +1,679 V  
  
Zbudowano ogniwo z półogniw A i B.   
  
 Zadanie 32.1. (0–1)

Oblicz siłę elektromotoryczną (SEM) ogniwa zbudowanego z półogniwa A i półogniwa B w warunkach standardowych.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne obliczenie SEM ogniwa i podanie wyniku z jednostką.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

SEM = (1,679 – 1,224) = 0,455 V

Zadanie 32.2. (0–1)

Napisz w formie jonowej skróconej sumaryczne równanie reakcji zachodzącej w ogniwie zbudowanym z półogniw A i B.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne napisanie w formie jonowej skróconej równania reakcji.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Zadanie 33. (0–1)

Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i zapisz jedną odpowiedź spośród A–B oraz C–D i E–F.

W procesie elektrolizy, podczas przepływu prądu przez wodny roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) elektrony

A. są pobierane z katody

B. są przekazywane na katodę

przez kationy Cu2+.

Obecne w roztworze jony miedzi(II) ulegają procesowi   
C. redukcji,    
D. utleniania,

a efektem tego jest   
E. zwiększenie masy katody.    
F. zmniejszenie masy katody.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne uzupełnienie zdań.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

ACE

Zadanie 34.

Przeprowadzono oddzielnie elektrolizę wodnego roztworu chlorku sodu i wodnego roztworu wodorotlenku sodu z użyciem elektrod grafitowych. W wyniku doświadczenia na elektrodach ujemnych w obu elektrolizerach otrzymano ten sam gazowy produkt. Na elektrodach dodatnich wydzielił się jeden produkt gazowy – w każdym elektrolizerze inny. Po zakończeniu elektrolizy stwierdzono, że w elektrolizerze, w którym znajdował się roztwór chlorku sodu, nastąpiła zmiana odczynu roztworu.  
  
 Zadanie 34.1. (0–1)

Napisz równania reakcji prowadzących do wydzielenia gazowego produktu na elektrodzie dodatniej podczas elektrolizy wodnego roztworu chlorku sodu (równanie 1.) i podczas elektrolizy wodnego roztworu wodorotlenku sodu (równanie 2.).

1. ….   
2 . ….

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne napisanie dwóch równań reakcji elektrodowych.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

2Cl− → Cl2 + 2e−

4OH− → 2H2O + O2 + 4e−

Zadanie 34.2. (0–1)

Napisz, jaki był odczyn roztworu w elektrolizerze, w którym znajdował się wodny roztwór chlorku sodu, po zakończeniu elektrolizy. Odpowiedź uzasadnij – odwołaj się do procesu zachodzącego podczas elektrolizy na elektrodzie ujemnej.

Odczyn roztworu był ….    
Uzasadnienie: ….

Zasady oceniania

1 pkt – poprawny wybór odczynu i poprawne uzasadnienie uwzględniające reakcję

katodową.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Odczyn roztworu był zasadowy

Uzasadnienie: W czasie elektrolizy wodnego roztworu chlorku sodu (w przestrzeni katodowej) powstają jony wodorotlenkowe:   
2H2O + 2e−→ 2OH− + H2

Zadanie 35. (0–2)

W czasie elektrolizy stopionego tlenku glinu prowadzonej w temperaturze 2050°C i pod ciśnieniem 1013 hPa zachodzą procesy elektrodowe zilustrowane równaniami:

Al3+ + 3e− → Al

2O2− → O2 + 4e−

Podczas tego procesu wydzielił się tlen. Objętość tlenu zmierzona w warunkach prowadzenia elektrolizy była równa 43,85 dm3.

Oblicz, ile gramów glinu otrzymano w czasie elektrolizy stopionego tlenku glinu. Przyjmij, że oba procesy elektrodowe przebiegły z wydajnością równą 100%. Uniwersalna stała gazowa   
R = 83,1 dm3 · hPa · mol–1 ⋅ K–1.

Zasady oceniania

2 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń i podanie wyników w odpowiednich jednostkach.

1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale:

– popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnego wyniku liczbowego lub

– podanie wyniku z błędną jednostką lub bez jednostki.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody obliczenia lub brak rozwiązania.

Rozwiązanie

Sumarycznie zachodzące procesy elektrodowe można zapisać w postaci równania:

4Al3+ + 6O2− → 4Al + 3O2

co oznacza, że na każde trzy mole wydzielonego tlenu powstają cztery mole glinu.

Liczba moli powstałego tlenu:

Liczba moli glinu:

Masa otrzymanego glinu:

Informacja do zadań 36.–38.

W analizie potencjometrycznej wykorzystuje się zależność potencjału odpowiednich elektrod od stężenia jonów oznaczanych. Pomiary potencjometryczne polegają na mierzeniu *SEM* ogniwa zestawionego z dwóch półogniw: tzw. elektrody wskaźnikowej, zanurzonej   
w badanym roztworze, oraz tzw. elektrody odniesienia, zanurzonej w roztworze   
o niezmiennym składzie, której potencjał w warunkach pomiaru pozostaje stały.

Rozróżnia się dwa główne rodzaje elektrod. Elektrody pierwszego rodzaju to elektrody odwracalne względem kationu: są zbudowane z metalu i są w równowadze z roztworem zawierającym jony tego metalu (M oznacza symbol metalu):

Elektrody drugiego rodzaju są odwracalne względem anionu, tworzącego   
z metalem elektrody trudno rozpuszczalny związek. Elektrodą drugiego rodzaju jest elektroda halogenosrebrowa. Działanie tej elektrody opisuje równanie (X oznacza symbol halogenu):

Zadanie 36. (0–4)

Jedną z metod potencjometrycznych jest miareczkowanie potencjometryczne. Przeprowadzono miareczkowanie potencjometryczne w celu oznaczenia stężenia anionów chlorkowych i jodkowych w badanym roztworze.

Próbkę pewnego roztworu o objętości V0=10,00 cm3 rozcieńczono wodą do objętości 50,00 cm3. Ten rozcieńczony roztwór stanowił analit.

Z elektrody srebrowej jako elektrody wskaźnikowej oraz elektrody halogenosrebrowej jako elektrody odniesienia zbudowano ogniwo, po czym zmierzono jego SEM.   
Następnie do analitu stopniowo wkraplano roztwór azotanu(V) srebra o stężeniu .

Po dodaniu każdej porcji titranta mierzono SEM ogniwa. W czasie miareczkowania wytrącały się kolejno osady halogenków srebra, czemu towarzyszyły dwie duże zmiany mierzonej siły elektromotorycznej odpowiadające dwóm punktom równoważnikowym miareczkowania.

Punkt równoważnikowy I odpowiadał momentowi, w którym liczba dodanych moli jonów Ag+ była równa liczbie moli jonów halogenkowych wytrącających się jako pierwsze. Analogicznie przebiegało oznaczenie drugiego rodzaju jonów halogenkowych i momentowi, w którym zaszła równość liczb moli, odpowiadał punkt równoważnikowy II.

Aby wyznaczyć objętość titranta w I i II punkcie równoważnikowym miareczkowania, dla każdej dodanej porcji titranta ΔVtitranta obliczono zmianę siły elektromotorycznej ogniwa ΔSEM, a następnie i sporządzono wykres jako funkcji Vt, który przedstawiono poniżej.

Na osi poziomej przedstawiono objętość titranta w cm3, a na osi pionowej w .

6 10 14 18 22

520

160

W temperaturze 298 K iloczyn rozpuszczalności chlorku srebra KSO[AgCl] = 1,6 · 10-10,   
a jodku srebra – KSO[AgI] = 1,5 · 10-16.

Oblicz stężenie molowe jonów chlorkowych w roztworze, którego próbkę o objętości  
V0=10,00 cm3 pobrano do miareczkowania.

Zasady oceniania  
To zadanie jest oceniane z zastosowaniem następujących poziomów rozwiązania:

Poziom 2.(3–4 punkty)

Rozwiązanie zawierające oba poprawnie – przynajmniej co do metody – wykonane etapy prowadzące do obliczenia stężenia jonów chlorkowych, np.:

– obliczenie liczby moli anionów chlorkowych na podstawie odczytanej   
z wykresu objętości titranta potrzebnej do strącenia tych jonów,

– obliczenie stężenia molowego anionów chlorkowych   
w roztworze, którego próbkę o objętości V0=10,00 cm3 pobrano do miareczkowania.

4 pkt – jeżeli rozwiązanie nie zawiera błędów arytmetycznych.

3 pkt – jeżeli rozwiązanie zawiera błędy (arytmetyczne, odczytu danych, wynik jest podany z błędną jednostką lub bez jednostki).

Poziom 1.(1–2 punkty)

Rozwiązanie zawierające jeden poprawnie – przynajmniej co do metody – wykonany pierwszy etap rozwiązania prowadzący do obliczenia liczby moli jonów chlorkowych w próbce.

2 pkt – jeżeli rozwiązanie nie zawiera błędów arytmetycznych.

1 pkt – jeżeli rozwiązanie zawiera błędy (arytmetyczne, odczytu danych, wynik jest podany z błędną jednostką lub bez jednostki).

Poziom 0.(0 punktów)

Rozwiązanie całkowicie błędne albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie

Etap I – obliczenie liczby moli anionów chlorkowych na podstawie odczytanej z wykresu objętości titranta potrzebnej do strącenia tych jonów.

Vtitranta w I PR: 11,00 cm3 (10,50–11,50 cm3)

Vtitranta w II PR: 21,50 cm3 (21,00–22,00 cm3)

albo  
  
Etap II – obliczenie stężenia molowego anionów chlorkowych w roztworze, którego próbkę   
o objętości V0=10,00 cm3 pobrano do miareczkowania.

V0=10,00 cm3 = 10,00 · 10-3 dm3

Zadanie 37. (0–1)

Przykładem elektrody halogenosrebrowej jest elektroda chlorosrebrowa.

Działanie elektrody chlorosrebrowej opisuje równanie:

AgCl(s) + e- Ag(s) + Cl- (aq)

Potencjał tej elektrody zależy od stężenia jonów chlorkowych w roztworze, który stanowi jej element, i wyraża się równaniem: (w temperaturze 298 K).

Przygotowano dwie elektrody chlorosrebrowe: elektroda I zawierała wodny roztwór chlorku potasu o stężeniu równym a elektroda II – wodny roztwór tej samej soli   
o stężeniu równym .

Rozstrzygnij, która elektroda chlorosrebrowa (I czy II) ma – w tej samej temperaturze – wyższy potencjał. Odpowiedź uzasadnij.

Rozstrzygnięcie: ….

Uzasadnienie: ….

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne rozstrzygnięcie, w którym roztworze KCl (I czy II) potencjał elektrody chlorosrebrowej w nim zanurzonej będzie wyższy, i poprawne uzasadnienie.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Rozstrzygnięcie: (W roztworze) II.

Uzasadnienie:   
Potencjał elektrody chlorosrebrowej zależy od stężenia jonów chlorkowych w roztworze, zgodnie z równaniem: (w temperaturze 298 K). Wartość jest tym większa, im większe jest stężenie jonów chlorkowych, więc im większe stężenie jonów chlorkowych, tym niższa wartość potencjału elektrody.

albo

W roztworze I

, więc

W roztworze II  
, więc

Zadanie 38. (0–1)

Jako elektroda odniesienia w opisanym miareczkowaniu potencjometrycznym może być zastosowana tzw. nasycona elektroda kalomelowa.

Schemat tej elektrody przedstawiono poniżej:  
Hg │ Hg2Cl2 (s), KCl (roztwór nasycony)  
Zasada działania tej elektrody jest taka sama, jak elektrody chlorosrebrowej.   
  
Napisz równanie reakcji elektrodowej zachodzącej w elektrodzie kalomelowej.

Zasady oceniania  
1 pkt – poprawne napisanie równania reakcji elektrodowej zachodzącej w elektrodzie kalomelowej.  
0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie  
Hg2Cl2(s) + 2e- 2Hg(c) + 2Cl –(aq) albo  
Hg2Cl2 + 2e- 2Hg + 2Cl –  
  
 Zadanie 39.  
 Heksacyjanożelazian(II) potasu to sól zawierająca kompleksowy jon o wzorze [Fe(CN)6]4–. Zawartość tego związku w badanej próbce można określić na podstawie jego reakcji ze znaną ilością bromu.   
  
Przeprowadzono doświadczenie, którego celem było określenie liczby moli heksacyjanożelazianu(II) potasu w roztworze. Aby przygotować roztwór bromu   
o znanym stężeniu, zastosowano metodę elektrolitycznego wytwarzania bromu w układzie dwóch elektrod platynowych. W tym celu w zlewce umieszczono roztwór bromku potasu   
i kwasu siarkowego(VI) o znanym stężeniu.   
  
Następnie do tego roztworu dodano próbkę K4Fe(CN)6 o nieznanym stężeniu. W tak sporządzonym roztworze zanurzono dwie platynowe elektrody oznaczone symbolami E1 oraz E2 i przeprowadzono elektrolizę prądem o natężeniu 0,005 A. W jej wyniku wydzielił się brom, który przereagował z K4Fe(CN)6. Wydajność obu reakcji wynosiła 100%.  
  
 Zadanie 39.1. (0–1)  
 Napisz równania reakcji przebiegających na anodzie i na katodzie podczas opisanego procesu wytwarzania bromu.  
  
Anoda: ….  
Katoda: ….  
  
 Zasady oceniania  
1 pkt – poprawne napisanie dwóch równań.   
0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Przykładowe rozwiązania   
Anoda: 2Br– → Br2 +2e–  
Katoda: 2H+ + 2e– → H2   
albo 2H3O+ + 2e- H2 + 2H2O   
albo 2H2O + 2e– →H2 + 2OH–  
  
 Zadanie 39.2. (0–1)  
 Jon heksacyjanożelazianu(II) reaguje z bromem zgodnie ze schematem:  
  
Napisz w formie jonowej skróconej z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy) równania procesów redukcji i utleniania zachodzących podczas opisanej przemiany.  
  
Równanie reakcji redukcji: ….  
Równanie reakcji utlenienia: ….  
  
 Zasady oceniania  
1 pkt – poprawne napisanie dwóch równań.   
0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie   
Równanie reakcji redukcji: Br2 + 2e– → 2Br–  
Równanie reakcji utlenienia:   
  
 Zadanie 39.3. (0–1)  
 Czas trwania elektrolizy prowadzącej do otrzymania stechiometrycznej ilości bromu   
w stosunku do K4Fe(CN)6, określa się w równoległym eksperymencie – w układzie dwóch elektrod platynowych E3 oraz E4. Umieszcza się je w badanym roztworze i przykłada do nich niewielką różnicę potencjałów. Podczas eksperymentu rejestruje się natężenie prądu przepływającego w układzie pomiarowym.   
  
Na początku elektrolizy natężenie prądu wzrasta proporcjonalnie do ilości powstających jonów . Maksymalna wartość natężenia prądu obserwowana jest w chwili, gdy liczba moli jonów jest równa liczbie moli jonów . Następnie natężenie prądu spada prawie do zera i osiąga minimum w momencie całkowitego przereagowania jonów .   
W dalszym etapie elektrolizy natężenie prądu przepływającego między elektrodami E3 i E4 wzrasta.  
  
Przeanalizuj poniższe wykresy i zapisz ten, który odpowiada opisanym zmianom natężenia prądu przepływającego w układzie elektrod oznaczonych symbolami E3 oraz E4.

Na osi poziomej przedstawiono czas w minutach, a na pionowej natężenie prądu w nA.

Zapisz prawidłowy wykres A, B albo C.

A.

0 1 2 3 4

1,2

B.

0 1 2 3 4

1,2

C.

1

0 1 2 3 4

D.

0 1 2 3 4

1  
  
0,6

Zasady oceniania

1 pkt – poprawny wybór wykresu ilustrującego opisaną przemianę.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

A.

Zadanie 39.4. (0–2)  
 Liczba moli elektronów wymienionych podczas elektrolizy jest określona następującym wzorem:

i – natężenie prądu w A   
t – czas trwania elektrolizy w s

F – stała Faradaya, 96500 C·mol–1.  
  
Oblicz liczbę moli jonów w badanym roztworze. Czas potrzebny do otrzymania stechiometrycznej ilości bromu wynosi 3,125 min.

Zasady oceniania

2 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń oraz podanie wyniku.

1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale:

– popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnego wyniku liczbowego lub

– podanie wyniku z błędną jednostką.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie

Chemia organiczna

Zadanie 40. (0–3)

Wzory trzech związków organicznych oznaczono numerami I–III.

I. CH3 – CH2 – CH2 – CH2 – CH3  
II. CH3 – CH – CH2 – CH3

⏐

CH3

III. CH3 – CH2 – CH2 – CH2 – CH2 – CH3

Związki te różnią się wartościami temperatury wrzenia.

Poniżej przedstawiono – w przypadkowej kolejności – wartości temperatury wrzenia wymienionych związków (pod ciśnieniem 1013 hPa): 27,8 °C, 36,1 °C, 68,7 °C

Przyporządkuj każdemu związkowi charakteryzującą go temperaturę wrzenia.

Podaj nazwę systematyczną związku o najwyższej temperaturze wrzenia i nazwę systematyczną związku o najniższej temperaturze wrzenia. W obu przypadkach uzasadnij swoje przyporządkowanie.

Związek I. Temperatura wrzenia: ….

Związek II. Temperatura wrzenia: ….

Związek III. Temperatura wrzenia: ….

Nazwa systematyczna związku o najwyższej temperaturze wrzenia: ….

Uzasadnienie: ….

Nazwa systematyczna związku o najniższej temperaturze wrzenia: ….

Uzasadnienie: ….

Zasady oceniania

3 pkt – poprawne przyporządkowanie temperatury wrzenia do numeru związku, poprawne podanie nazw systematycznych dwóch związków i podanie dwóch poprawnych uzasadnień.

2 pkt – poprawne przyporządkowanie temperatury wrzenia do numeru związku oraz poprawne podanie nazwy systematycznej jednego związku wraz z poprawnym uzasadnieniem.

1 pkt – poprawne przyporządkowanie temperatury wrzenia do numeru związku, ale

udzielenie co najmniej jednej błędnej odpowiedzi (dotyczącej nazwy lub uzasadnienia) w

odniesieniu do związku o najwyższej temperaturze wrzenia oraz w odniesieniu do związku o

najniższej temperaturze wrzenia.

albo

 – poprawne podanie nazwy systematycznej związku ale brak co najmniej jednej odpowiedzi (dotyczącej nazwy lub uzasadnienia) w odniesieniu do związku o najwyższej temperaturze wrzenia oraz w odniesieniu do związku o najniższej temperaturze wrzenia.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Związek I. Temperatura wrzenia: 36,1 °C

Związek II. Temperatura wrzenia: 27,8 °C

Związek III. Temperatura wrzenia: 68,7 °C

Nazwa systematyczna związku o najwyższej temperaturze wrzenia: n-heksan albo heksan

Uzasadnienie, np.:

Dwa spośród podanych związków są izomerami o wzorze C5H12 (związek I i II). Trzeci związek o łańcuchu prostym nierozgałęzionym (*n*-heksan) ma wzór sumaryczny C6H14 i jest homologiem związku I. Ponieważ wraz ze wzrostem długości łańcucha węglowego rosną wartości temperatury wrzenia alkanów, to najwyższą temperaturę wrzenia będzie miał   
*n*-heksan.

Nazwa systematyczna związku o najniższej temperaturze wrzenia: 2-metylobutan albo metylobutan

Uzasadnienie np.:

Dwa spośród podanych związków są izomerami o wzorze C5H12 – jeden o łańcuchu prostym nierozgałęzionym i jeden o łańcuchu rozgałęzionym. Im większy jest stopień rozgałęzienia łańcucha, tym słabsze oddziaływania występują pomiędzy cząsteczkami. Zatem wraz ze wzrostem rozgałęzienia wzrasta lotność.

Informacja do zadań 41.–42

Jedną z najważniejszych metod fizykochemicznych stosowanych do badania struktury związków organicznych jest spektroskopia magnetycznego rezonansu jądrowego, NMR. Wykorzystuje się w niej właściwość polegającą na tym, że jądra atomów większości pierwiastków mają niezerowy spin. Najczęściej wykorzystuje się izotop wodoru 1H, którego jądra – czyli protony – są opisane liczbą spinową ½.

Po umieszczeniu w silnym polu magnetycznym protony mogą się znajdować w dwóch stanach energetycznych – podstawowym i wzbudzonym. Aby wykonać pomiar, umieszcza się próbkę badanego związku w polu magnetycznym i wzbudza jądra 1H za pomocą fal radiowych. Powrót jąder ze stanu wzbudzonego do stanu podstawowego skutkuje wysłaniem sygnału rejestrowanego za pomocą detektora. Częstotliwość tego sygnału zależy od położenia atomów w cząsteczce.  
  
Zarejestrowane sygnały tworzą obraz zwany widmem NMR (rysunek poniżej), które dostarcza ważnych informacji o budowie cząsteczki związku.

Wzór strukturalny octanu etylu

O

H3C

C

O

CH2

CH3

Widmo 1H NMR octanu etylu  
Liczba sygnałów w widmie jest równa liczbie grup równocennych atomów wodoru   
w cząsteczce związku. Przykładowo – w cząsteczce octanu etylu obecne są trzy grupy równocennych atomów wodoru: dwie różne grupy –CH3 i jedna grupa –CH2–, czyli w widmie są obecne trzy sygnały. Te sygnały mogą mieć w określonych przypadkach złożony kształt, co w pokazanym widmie skutkuje ich rozszczepieniem (poszerzeniem).

Na rysunku sygnały oznaczono literami A, B, C.

Sygnały C zarejestrowano przy 1,5 ppm, A przy 2 ppm, a sygnał B przy 4 ppm.

Sygnały to grupy: A, C to dwie różne grupy –CH3, B to jedna grupa –CH2.

A

B

C

PPM 8 6 4 2

Drugim nuklidem często wykorzystywanym w pomiarach NMR jest izotop węgla 13C, którego zawartość w naturalnym węglu wynosi ok. 1%. Jego jądro ma także spin ½   
w odróżnieniu od izotopu 12C, którego jądra mają spin zerowy i dlatego są nieaktywne w NMR. Widma NMR węgla 13C rejestruje się w taki sposób, że sygnały są pojedynczymi liniami.

W cząsteczce octanu etylu są cztery nierównocenne atomy węgla, w związku z czym w widmie 13C są obecne cztery sygnały.

Sygnały to różne grupy:

A, C to dwie różne grupy –CH3, B to jedna grupa –CH2, D to jedna grupa C=O.

Sygnały C zarejestrowano przy 15 ppm, A przy 20 ppm, B przy 60 ppm, a sygnał D przy 170 ppm.

Widmo 13C NMR octanu etylu

A

B

C

D

PPM 160 120 80 40 0

Zadanie 41. (0–2)

Na podstawie analizy elementarnej ustalono wzór sumaryczny alkanu A: C5H12.

Analiza widm NMR dla związku A dała następujące wyniki:   
w widmie 1H NMR znajduje się jeden sygnał,   
w widmie 13C NMR znajdują się dwa sygnały.

Związek A i jego pochodne poddano przemianom, które ilustruje poniższy schemat:

Stwierdzono, że stosunek ilościowy atomów wchodzących w skład cząsteczki związku A3 wynosił NC:NH:NO =  5 : 10 : 1.

Podaj nazwę systematyczną związku A oraz wzór półstrukturalny (grupowy) związku A3 i określ liczbę sygnałów w widmach 1H NMR i 13C NMR dla związku A3.

1. Podaj nazwę systematyczną związku A.

Nazwa systematyczna związku A: ….

2. Wybierz i zapisz wzór półstrukturalny (grupowy) związku A3. Zapisz jedną odpowiedź spośród A–C

Wzór półstrukturalny (grupowy) związku A3 to

A.

CH3

C

CH3

CH3

CH3

B.

CH3

H3C

C

CH3

C

H

O

C.

CH3

C

CH2

OH

O

CH2

CH2

3. Określ liczbę sygnałów w widmach 1H NMR i 13C NMR dla związku A3.  
  
Liczba sygnałów dla związku A3

– w widmie 1H NMR ….

– w widmie 13C NMR ….

Zasady oceniania

2 pkt – poprawne podanie nazwy związku A, wyboru związku A3 oraz liczby sygnałów.

1 pkt – poprawne podanie nazwy związku A, wyboru związku A3 oraz błędne podanie liczby sygnałów albo

– poprawne podanie nazwy związku A, błędny wybór związku A3 i poprawna liczba sygnałów

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1. Nazwa systematyczna związku A: 2,2-dimetylopropan albo dimetylopropan

2. B

3. Liczba sygnałów dla związku A3 : w widmie 1H NMR – 2, w widmie 13C NMR – 3  
  
 Zadanie 42. (0–2)

W produkcji benzyn wysokooktanowych wykorzystuje się procesy przemysłowe: kraking i reforming, które umożliwiają uzyskanie pożądanych, rozgałęzionych węglowodorów. Podczas rafinacji pewnej benzyny uzyskano węglowodór W, który poddano badaniu 1H NMR oraz 13C NMR, w wyniku czego uzyskano widma przedstawione niżej.

Widmo 1H NMR dla węglowodoru W.

Sygnały zarejestrowano przy 0,75 ppm, 0,8 ppm, 1,15 ppm i 1,4 ppm.

2,5 1,25 0

Widmo 13C NMR dla węglowodoru W

Sygnały zarejestrowano przy 11 ppm, 19 ppm, 29 ppm oraz 37 ppm.

40 30 20 10 0

Dla węglowodoru W zaproponowano trzy wzory półstrukturalne:

Heksan

CH3

CH2

CH2

CH2

CH2

CH3

2,3-dimetylobutan

HC

H3C

CH

CH3

CH3

H3C

3-metylopentan

HC

H3C

CH2

CH2

H3C

CH3

Uzupełnij poniższe zdanie. Wybierz i zapisz wzór węglowodoru W. Odpowiedź uzasadnij na podstawie zamieszczonych widm 1H NMR i 13C NMR.

Zapisz jedną odpowiedź spośród A–C

Węglowodorem W może być   
A. heksan.  
B. 2,3-dimetylobutan.

C. 3-metylopentan.

Uzasadnienie na podstawie widma 1H NMR: ….

Uzasadnienie na podstawie widma 13C NMR: ….

Zasady oceniania

2 pkt – poprawne wskazanie wzoru węglowodoru W i uzasadnienie wyboru na podstawie analizy obu widm NMR.

1 pkt – poprawne wskazanie wzoru węglowodoru W i poprawne uzasadnienie na podstawie analizy jednego widma NMR.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

C

Uzasadnienie na podstawie widma 1H NMR:

W widmie 1H NMR są widoczne cztery grupy sygnałów odpowiadające czterem grupom równocennych atomów wodoru, które są obecne jedynie w 3‑metylopentanie.

Uzasadnienie na podstawie widma 13C NMR:

W widmie 13C NMR są widoczne cztery sygnały odpowiadające czterem grupom równocennych atomów węgla, które są obecne jedynie w 3‑metylopentanie.

Zadanie 43.  
 Dwa węglowodory aromatyczne – A i B – mają wzór sumaryczny C8H10. Izomer A w wyniku reakcji nitrowania tworzy wyłącznie jedną mononitropochodną. Izomer B poddany reakcji monochlorowania w obecności światła, a następnie – reakcji z wodnym roztworem KOH, tworzy alkohol drugorzędowy.

Zadanie 43.1. (0–1)   
 Napisz równanie reakcji mononitrowania związku A – zastosuj wzory półstrukturalne  
(grupowe) lub uproszczone związków organicznych. Podaj nazwę systematyczną produktu mononitrowania związku A.

1. Równanie reakcji: ….

2. Nazwa systematyczna produktu mononitrowania związku A: ….

Zasady oceniania

1 pkt – podanie poprawnego równania z podaniem wzorów związków organicznych w postaci półstrukturalnej, grupowej lub uproszczonej oraz za podanie poprawnej nazwy.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

1.Równanie reakcji:

C8H10 + HNO3 → C8H9NO2 + H2O

albo



2. Nazwa systematyczna produktu mononitrowania związku A:

1,4-dimetylo-2-nitrobenzen  
  
 Zadanie 43.2. (0–1)  
 Izomer B poddany reakcji chlorowania w obecności światła, a następnie reakcji z wodnym roztworem KOH, tworzy drugorzędowy alkohol.

Uzupełnij schemat ciągu przemian prowadzonych od związku B do alkoholu. Związki organiczne przedstaw za pomocą wzorów półstrukturalnych (grupowych) albo uproszczonych.

Zapisz wzory półtstrukturalne zawiązków oznaczonych na schemacie przez B, X i Y.   
Związek B + X Y

Węglowodorem B jest ….

Związkiem X jest ….  
Związkiem Y jest ….

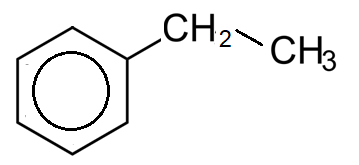
Zasady oceniania

1 pkt – podanie poprawnego schematu ciągu przemian z podaniem wzorów związków organicznych w postaci półstrukturalnej, grupowej lub uproszczonej.

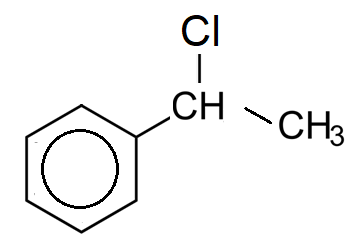
0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

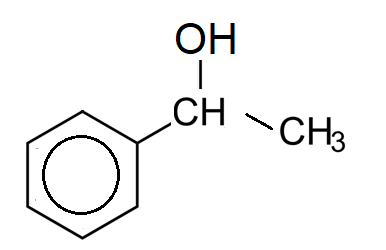
Rozwiązanie

1. Węglowodorem B jest



2. Związkiem X jest



3. Związkiem Y jest   


Zadanie 44.

Dehydratacja (odwodnienie) alkoholi – reakcja, w wyniku której, w obecności kwasu, z alkoholu otrzymuje się alken – przebiega według mechanizmu obejmującego trzy etapy. Początkowo (etap I) powstaje protonowana forma alkoholu, następnie zachodzą jej powolna dysocjacja (etap II) z utworzeniem karbokationu oraz szybkie odszczepienie protonu od sąsiedniego atomu węgla z utworzeniem alkenu (etap III).

Opisany proces można zilustrować schematem:

Etap I

Alkohol protonowany alkohol

**+** H**+**

OH

C

C

H

**+**OH2

C

C

H

**+** H**+**

Etap II

protonowany alkohol karbokation

- H2O

**+**OH2

C

C

H

**-** H2O

**+**

C

C

H

Etap III

karbokation alken

- H+

**+**

C

C

H

**-** H**+**

C

C

Wiązanie podwójne w alkenie powstającym podczas dehydratacji, będącym głównym produktem reakcji, znajduje się często w innym miejscu niż wynikałoby to z położenia grupy −OH w substracie. Dzieje się tak dlatego, że powstający karbokation ulega przegrupowaniu polegającemu na przeniesieniu atomu wodoru lub grupy alkilowej od sąsiedniego atomu węgla z jednoczesnym przemieszczeniem się ładunku dodatniego. Takie przegrupowanie zachodzi zawsze wtedy, gdy może ono spowodować powstanie trwalszego karbokationu, czyli takiego, w którym ładunek dodatni znajduje się na atomie węgla o możliwie najwyższej rzędowości.

Zadanie 44.1. (0–1)

Napisz numer tego etapu opisanego mechanizmu dehydratacji alkoholi, który decyduje o szybkości powstawania alkenu z alkoholu.

Zasady oceniania

1 pkt –  poprawne wskazanie etapu decydującego o szybkości procesu dehydratacji.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

etap II  
  
 Zadanie 44.2. (0–1)

Spośród poniższych wzorów (I–III) wybierz i zapisz wzór najtrwalszego karbokationu.

I.

H3C

CH

CH3

CH3

**+**

CH

II.

H3C

CH2

CH3

CH2

**+**

CH

III.

H3C

CH2

CH3

CH3

**+**

C

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne wskazanie wzoru najtrwalszego karbokationu.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

III.

Zadanie 44.3. (0–2)

W wyniku dehydratacji butan-1-olu – zachodzącej pod wpływem ogrzewania w obecności stężonego kwasu fosforowego – powstają trzy izomeryczne alkeny A, B i C o prostym łańcuchu węglowym. Alkeny B i C są względem siebie izomerami cis–trans.

Wybierz i zapisz wzory alkenów podanych spośród (I–V), które powstały w wyniku dehydratacji butan-1-olu.

I.

C

C

H

H

H3C

CH3

II.

C

C

CH3

H

H3C

H

III.

C

C

H

H3C

H3C

H

IV.

CH2

CH

CH2

H3C

V.

H3C

CH

CH

CH3

1. Wzór alkenu A …  
2. Wzór alkenu B (izomer cis) …  
3. Wzór alkenu C (izomer trans) …

Zasady oceniania

2 pkt – poprawne napisanie trzech wzorów alkenów.

1 pkt – poprawne napisanie dwóch wzorów alkenów.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1. IV 2. I 3. II

Zadanie 44.4. (0–1)

Wybierz wzór półstrukturalny (grupowy) pierwszorzędowego alkoholu, którego produktem reakcji dehydratacji jest 2-metylobut-2-en. Uwzględnij, że karbokation powstający z alkoholu uległ przegrupowaniu polegającemu na przeniesieniu atomu wodoru.

Zapisz jedną odpowiedź spośród A–C.

A.

CH3

⏐

H3C– CH2 – CH – CH2OH

B.

CH3 – CH2 – CH2 – OH

C.

CH3

⏐

CH3 – C – CH3

⏐

OH

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne napisanie wzoru alkoholu.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

A

Zadanie 45. (0–1)

W dwóch probówkach A i B znajdują się oddzielnie dwa alkohole: 2-metylopropan-2-ol   
i butan-1-ol. Do obu probówek dodano wodny roztwór manganianu(VII) potasu i parę kropli wodnego roztworu kwasu siarkowego(VI). Następnie zawartość probówek dokładnie wymieszano. W obu probówkach powstały różowo-fioletowe roztwory. Po pewnym czasie od wykonania doświadczeń roztwór w probówce A pozostał różowo-fioletowy, a roztwór w probówce B uległ odbarwieniu.

Podaj nazwę alkoholu, który znajdował się w probówce A. Odpowiedź uzasadnij.

Nazwa alkoholu: ….

Uzasadnienie: ….

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne podanie nazwy alkoholu i poprawne uzasadnienie.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Nazwa alkoholu: 2-metylopropan-2-ol

Uzasadnienie:

Jest to alkohol III-rzędowy, który w przeciwieństwie do alkoholu I-rzędowego nie ulega utlenieniu przez roztwór KMnO4. Stąd brak odbarwienia roztworu w próbówce A.

Zadanie 46.

Aldehydy i ketony, których cząsteczki mają przynajmniej jeden atom wodoru związany   
z atomem węgla sąsiadującym z grupą karbonylową (atomem węgla α) ulegają pod wpływem katalitycznej ilości mocnej zasady reakcji aldolowej. Reakcja przebiega w taki sposób, że zasada odrywa jon H+ od atomu węgla α związku karbonylowego, a utworzony karboanion przyłącza się do atomu węgla grupy karbonylowej drugiej cząsteczki aldehydu lub ketonu.   
W ostatnim etapie następuje przyłączenie jonu H+ do utworzonego anionu, w wyniku czego powstaje końcowy produkt.

Zilustrowano to na poniższym schemacie reakcji, w której jako zasadę wykorzystano etanolan sodu (Et oznacza grupę etylową):

R1

C

R2

O

CH2

+ EtO-

R1

C

R2

O

CH

+ EtOH

R1

C

R2

O

CH2

R1

C

R2

O

CH

+

R1

C

R2

O

CH2

R1

C

R2

CH

O

+ EtOH

+ EtO-

R1

C

R2

O

CH2

R1

C

R2

CHH

OH

R1

C

R2

O

CH2

R1

C

R2

CH

O

Przykładowo z dwóch cząsteczek etanalu pod wpływem roztworu etanolanu sodu w etanolu powstaje 3-hydroksybutanal:

EtOH

EtONa

CH3 – CHO + CH3 – CHO CH3 – CHOH – CH2 – CHO

W reakcji aldolowej mogą uczestniczyć zarówno cząsteczki tego samego związku karbonylowego, jak i dwóch różnych związków, z których tylko jeden musi zawierać atom wodoru związany z atomem węgla α.

Zależnie od budowy reagentów oraz warunków reakcji produkt reakcji aldolowej może ulegać eliminacji cząsteczki wody, w wyniku czego powstaje albo nienasycony aldehyd, albo keton, w którym wiązanie podwójne węgiel – węgiel sąsiaduje bezpośrednio z grupą karbonylową, np.:

CH3 – CHOH – CH2 – CHO → CH3 – CH = CH – CHO + H2O

Taką reakcję, w której powstaje finalnie produkt eliminacji wody z utworzonego początkowo adduktu nazywa się kondensacją aldolową.

Zadanie 46.1. (0–1)  
 W wyniku reakcji aldolowej propanonu (acetonu) z następczą eliminacją wody, czyli w wyniku kondensacji aldolowej, powstaje związek nazywany zwyczajowo tlenkiem mezytylu.

Napisz wzór półstrukturalny (grupowy) tlenku mezytylu i jego nazwę systematyczną.   
  
Wzór tlenku mezytylu: ….   
Nazwa systematyczna tlenku mezytylu: ….

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne napisanie wzoru i nazwy systematycznej.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie  
Wzór tlenku mezytylu: (CH3)2C = CH – CO – CH3Nazwa systematyczna tlenku mezytylu: 4-metylopent-3-en-2-on.

Zadanie 46.2. (0–1)

Aldehyd cynamonowy o wzorze sumarycznym C9H8O i strukturalnym:

CH

CH

CHO

otrzymuje się w wyniku kondensacji aldolowej dwóch aldehydów A i B, z których tylko aldehyd B ma atomy wodoru związane z atomem węgla α.

Napisz wzory grupowe (półstrukturalne) aldehydów A i B.

Wzór aldehydu A: ….

Wzór aldehydu B: ….

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne narysowanie wzorów aldehydów.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Wzór aldehydu A

CHO

Wzór aldehydu B

CH3 − CHO

Zadanie 46.3. (0–1)

Ustal, ile różnych produktów może powstać w wyniku reakcji aldolowej przeprowadzonej dla równomolowej mieszaniny etanalu i propanalu. Odpowiedź uzasadnij.

Liczba produktów reakcji: ….  
Uzasadnienie: ….

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne ustalenie liczby produktów i poprawne uzasadnienie.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Liczba produktów reakcji: 4

Uzasadnienie: Powstaną dwa produkty utworzone z dwóch cząsteczek tego samego aldehydu oraz dwa różne produkty utworzone w wyniku reakcji cząsteczek etanalu i propanalu. Podczas tworzenia jednego z tych produktów reaguje grupa karbonylowa etanalu, a z propanalu tworzy się karboanion. W drugim przypadku w propanalu reakcji ulega grupa karbonylowa, a z etanalu tworzy się karboanion.

Zadanie 47.

Poniżej przedstawiono wzory Fischera trzech stereoizomerów kwasu winowego   
(2,3-dihydroksybutanodiowego).

I.

COOH

COOH

OH

OH

H

H

II.

COOH

COOH

OH

H

H

HO

III.

COOH

COOH

H

OH

HO

H

Zadanie 47.1. (0–1)

Uzupełnij poniższe zdanie. Wybierz i zapisz jedną odpowiedź spośród A–B oraz C–D.

Związki I i II są

A. enancjomerami,

B. diastereoizomerami,   
a związki II i III stanowią parę   
C. enancjomerów.    
D. diastereoizomerów.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne uzupełnienie zdania.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie   
BC

Zadanie 47.2. (0–1)  
 Wymienionym w tabeli właściwościom fizycznym substancji przyporządkuj wzory właściwych stereoizomerów (I i II). Dla stereoizomeru III wpisz przewidywane wartości temperatury topnienia, rozpuszczalności i skręcalności właściwej.

Po numerze luki zapisz numery stereoizomerów (I i II) oraz odpowiednie wartości właściwości fizycznych stereoizomeru III.

Opis oznaczeń tabeli

Nr – numer stereoizomeru

Tt − temperatura topnienia w °C

R − Rozpuszczalność w g/100 g H2O

α – skręcalność właściwa w °

|  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- |
| Nr | Tt | R | α |
| ----1. | 170 | 139 | +12 |
| ----2. | 148 | 125 | 0 |
| III | ----3. | ----4. | ----5. |

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne uzupełnienie wszystkich luk.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1. II 2. I 3. 170 4. 139 5. –12

Zadanie 48.

Błękit indygo jest naturalnym barwnikiem, który w końcu XIX w. zaczęto otrzymywać syntetycznie. W jednej z opracowanych wtedy metod produkcji tego związku, surowcem była pochodna glicyny, N-(2-karboksyfenylo)glicyna (związek I). Ten substrat w pierwszym etapie syntezy ogrzewano z NaOH, co prowadziło do zamknięcia pierścienia pięcioczłonowego.

Tę reakcję opisuje schemat:

Etap I

związek I sól związku II

NaOH, 200°C

OH

N

OH

O

H

NaOH, 200°C

O

N

O-

O

H

Otrzymaną mieszaninę zakwaszono w celu utworzenia związku II. W drugim etapie syntezy zachodziła dekarboksylacja związku II oraz pewien proces X, w którym uczestniczył tlen   
z powietrza. Reakcje te prowadziły do powstania indyga, zgodnie ze schematem:

Etap II

związek II indygo

-CO2, proces X

-CO2, proces X

O

N

OH

O

H

H

N

O

H

N

O

Zadanie 48.1. (0–1)

Napisz wzór nieorganicznego produktu ubocznego pierwszego etapu syntezy.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawny wzór produktu ubocznego.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

H2O

Zadanie 48.2. (0–1)  
 Podaj stosunek molowy tlenu O2 do związku II w reakcji zachodzącej podczas   
procesu X.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne podanie stosunku molowego.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1 : 2

Zadanie 49.

Agar to substancja żelująca wytwarzana z krasnorostów. W jej skład wchodzi m.in. agaroza – polisacharyd, który jest polimerem β-D-galaktozy i α-3,6-anhydro-L-galaktozy.

Zadanie 49.1. (0–1)

Wiązanie O-glikozydowe powstaje w wyniku kondensacji dwóch grup –OH należących do dwóch cząsteczek monosacharydów, przy czym przynajmniej jedna z tych grup związana była z anomerycznym (półacetalowym) atomem węgla w cząsteczce monosacharydu.

3,6-anhydrogalaktoza powstaje w wyniku kondensacji grup hydroksylowych znajdujących się przy 3. i 6. atomie węgla cząsteczki galaktozy prowadzącej do oderwania cząsteczki wody.

W pierwszym pierścieniu atomy węgla numerowane są zgodnie z ruchem wskazówek zegara, a w drugim przeciwnie.

Na poniższym schemacie budowy fragmentu łańcucha agarozy określ ile atomów tlenu   
uczestniczy w tworzeniu wiązań O-glikozydowych. Napisz sumaryczny wzór α - 3,6-anhydrogalaktozy.

n

reszta

β

-D-galaktozy

reszta

α

-3,6-anhydro-L-galaktozy

O

O

H

O

H

C

H

2

H

H

O

H

O

H

O

H

H

H

O

H

H

H

O

H

CH

2

OH

2

2

3

3

4

4

5

5

6

6

1

1

β

α

Zasady oceniania

1 pkt –poprawne podanie położenia obu atomów tlenu i poprawne napisanie wzoru sumarycznego.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

W tworzeniu wiązań O-glikozydowych uczestniczą 2 atomy tlenu.

C6H10O5  lub C6(H2O)5

Zadanie 49.2. (0–1)   
 Napisz wzór β-D-galaktozy (β-D-galaktopiranozy). Atomy węgla numerowane są zgodnie z ruchem wskazówek zegara. Podaj lokalizację i rodzaj podstawnika.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne zapisanie wzoru

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie



Zadanie 49.3. (0–2)   
 Uzupełnij poniższe zdania. Po numerze zdania zapisz jedno właściwe rozwiązanie spośród podanych A–B, C–D oraz E–G i H–J.  
  
1. Agar dobrze rozpuszcza się w gorącej wodzie i tworzy   
A. roztwór właściwy.    
B. układ koloidalny.   
  
2. Stygnąc, przyjmuje postać   
C. zolu.    
D. żelu.   
  
3. Takie właściwości agaru są możliwe dzięki oddziaływaniu jego cząsteczek z cząsteczkami wody polegającym na tworzeniu licznych wiązań   
E. jonowych.    
F. kowalencyjnych.

G. wodorowych.   
  
4. Podobne właściwości wykazuje otrzymywana z kości i skór zwierząt rzeźnych żelatyna, która jest   
H. białkiem.    
I. dekstryną.    
J.  polisacharydem.

Zasady oceniania

2 p. – cztery poprawne uzupełnienia.

1 p. – trzy poprawne uzupełnienia zdań.

0 p. – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1. B 2. D 3. G 4. H

Chemia praktyczna

Zadanie 50. (0–2)

Poniżej przedstawiono wybrane piktogramy stosowane do oznaczania niebezpiecznych substancji i mieszanin oraz ich znaczenie.

Piktogram I. Czaszka  
Piktogram II. Dwie ułożone poziomo probówki, z których skapują krople na dwie powierzchnie – gładki przedmiot oraz rozpostartą dłoń, w obu przypadkach powodując uszczerbek  
Piktogram III. Wybuchająca bryła, której odłamki rozrzucane są w różnych kierunkach

Piktogram IV. Okrąg, na wierzchu płomienie

Znaczenie piktogramu:

Substancja jest  
A. żrąca lub korodująca metale

B. utleniająca

C. wybuchowa

D. toksyczna

Spośród przedstawionych piktogramów wybierz dwa stosowane do opisu zagrożeń wynikających ze stosowania w pracy laboratoryjnej kwasu azotowego(V).

Po numerze opisu zapisz odpowiednie piktogramy spośród (I–IV) oraz ich znaczenie wybrane spośród A–D.

Opis 1.  
Warunki bezpieczeństwa: pracować w rękawicach i odzieży ochronnej; stosować ochronę oczu i twarzy.  
Opis 2.  
Warunki bezpieczeństwa: przechowywać z dala od odzieży i innych materiałów zapalnych.

Zasady oceniania  
2 pkt – poprawne uzupełnienie obu opisów – zapisanie oznaczeń piktogramów i wskazanie ich znaczenia.

1 pkt – poprawne uzupełnienie jednego opisu.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Opis 1. II A  
Opis 2. IV B

Zadanie 51. (0–2)

Superfosfat jest nawozem sztucznym zawierającym diwodoroortofosforan(V) wapnia (Ca(H2PO4)), siarczan(VI) wapnia (CaSO4) oraz zanieczyszczenia niezawierające wapnia   
i siarki. W superfosfacie zawartość procentowa siarki wynosi 11,9%, a zawartość procentowa wapnia jest równa 22,2%.

Oblicz w procentach masowych zawartość diwodoroortofosforanu(V) wapnia   
w superfosfacie.

Zasady oceniania

2 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń oraz podanie wyniku w procentach masowych.

1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale:

– popełnienie błędów rachunkowych prowadzących do błędnego wyniku liczbowego lub

– niepodanie wyniku w procentach.

0 pkt – za zastosowanie błędnej metody obliczenia albo brak rozwiązania.

Przykładowe rozwiązania

Sposób I

W 100 g próbki 11,9 g S, 0,372 mola S, 0,372 mola CaSO4

W 100 g próbki 22,2 g Ca, 0,555 mola Ca

M (Ca(H2PO4)2) = 234 g ∙ mol−1

W 100 g próbki 0,555 – 0,372 = 0,183 mola Ca(H2PO4)2

0,183 ∙234 = 42,8 g

42,8(%) ≈ 43(%)

Sposób II  
Należy przyjąć do obliczeń masę nawozu równą 100 g

234 g ∙ mol−1 – masa molowa Ca(H2PO4)2

136 g ∙ mol−1 – masa molowa CaSO4

136 g CaSO4 – 32 g S

x –11,9 g S

x = 50,575 g CaSO4

136 g CaSO4 – 40 g Ca

50,575 g CaSO4 – y

y = 14,875 g Ca

W 100 gramach 22,2 g Ca: 22,2 g – 14,875 g = 7,33 g

234 g Ca(H2PO4)2 – 40 g Ca

*z* – 7,33 g Ca

*z* = 42,88 g

42,9(%) ≈ 43(%)

Informacja do zadań 52.‒54.

Jakość gleb zależy m.in. od zawartości tzw. próchnicy, stanowiącej mieszaninę związków chemicznych pochodzących z rozkładu szczątków organicznych. Sposób określenia   
w przybliżeniu zawartości próchnicy w glebie polega na ilościowym utlenieniu związków organicznych, których głównym składnikiem jest węgiel.

Utlenianie węgla zawartego w związkach organicznych można przeprowadzić za pomocą dichromianu(VI) potasu, w środowisku kwasu siarkowego(VI) z dodatkiem siarczanu(VI) rtęci(II) jako katalizatora (reakcja 1.), co w uproszczeniu można zilustrować równaniem:

3C + 2K2Cr2O7 + 8H2SO4 3CO2 + 2K2SO4 + 2Cr2(SO4)3 + 8H2O

W tej metodzie stosuje się nadmiar dichromianu(VI), a następnie – w obecności wskaźnika –utleniacz dodany w nadmiarze poddaje się reakcji z jonami żelaza Fe2+ jako reduktorem (reakcja 2.).

6 Fe2+ + + H+ → 6 Fe3+ + 2 Cr3+ + 7 H2O

Jest to tzw. miareczkowanie reduktometryczne, podczas którego roztwór soli żelaza(II)   
o znanym stężeniu znajduje się w biurecie. Ten roztwór dodaje się stopniowo do kolby   
z utleniaczem i na końcu dokładnie odczytuje, jaka jego objętość została zużyta w reakcji.

Zadanie 52. (0–4)

W celu ustalenia zawartości próchnicy pobrano próbkę gleby o masie 450 mg. Do próbki dodano roztwór dichromianu(VI) potasu o stężeniu 0,10 mol ∙ dm–3, tak aby nadmiar utleniacza stanowił 15% przy założeniu, że zawartość próchnicy w glebie jest maksymalna (tabela 1.), a średnia zawartość węgla w próchnicy wynosi 58% (w procentach masowych). Na reakcję z nadmiarem utleniacza zużyto 42,6 cm3 roztworu reduktora (jony Fe2+)   
o stężeniu 0,10 mol ∙ dm–3.

Tabela 1.  
Ng – nazwa gleby  
% m – zawartość próchnicy, procent masy

|  |  |
| --- | --- |
| Ng | % m |
| gleby bielicowe | 0,6–1,8 |
| gleby płowe | 1,2–2,3 |
| czarnoziemy | 2,6–4,0 |
| rędziny | 2,0–6,0 |
| mady | 1,1–4,2 |

Tabela 2.

% m – zawartość próchnicy, procent masy   
Wy – interpretacja wyniku

|  |  |
| --- | --- |
| % m | Wy |
| < 1,0 | niska |
| 1,0–2,0 | średnia |
| 2,1–3,0 | wysoka |
| > 3,0 | bardzo wysoka |

Oblicz objętość użytego roztworu dichromianu(VI) potasu oraz zawartość próchnicy   
w badanej glebie. Zinterpretuj otrzymany wynik na podstawie kryteriów podanych   
w tabeli 2.

Zasady oceniania

Poziom 2. (3–4 pkt)

Rozwiązanie zawierające oba poprawnie – przynajmniej co do metody – wykonane etapy prowadzące do określenia zawartości próchnicy, np.:

– obliczenie maksymalnej liczby moli węgla w badanej próbce

– obliczenie liczby moli dichromianu z uwzględnieniem nadmiaru

– obliczenie objętości roztworu dichromianu

– obliczenie liczby moli dichromianu, który przereagował z węglem

– obliczenie masy węgla

– obliczenie zawartości próchnicy i interpretacja wyniku

4 pkt – jeżeli rozwiązanie nie zawiera błędów.

3 pkt – jeżeli rozwiązanie zawiera błędy (arytmetyczne, odczytu danych, wynik jest podany z błędną jednostką lub bez jednostki).

Poziom 1. (1–2 pkt)

Rozwiązanie zawierające jeden poprawnie – przynajmniej co do metody – wykonany pierwszy etap prowadzący do obliczenia objętości roztworu dichromianu, np.:

– obliczenie maksymalnej liczby moli węgla w badanej próbce

– obliczenie liczby moli dichromianu z uwzględnieniem nadmiaru

– obliczenie objętości roztworu dichromianu.

2 pkt – jeżeli rozwiązanie nie zawiera błędów.

1 pkt – jeżeli rozwiązanie zawiera błędy (arytmetyczne, odczytu danych, wynik jest podany z błędną jednostką lub bez jednostki).

Poziom 0. (0 pkt)

Rozwiązanie całkowicie błędne albo brak rozwiązania.

Rozwiązanie

Etap I

Obliczenie maksymalnej liczby moli węgla w badanej próbce:

mgleby = 0,450 g

mpróchnicy = 0,450 g · 0,06 = 0,027 g

mC = 0,027g · 0,58 = 0,01566 g

nC = mol = 1,305 · 10‒3 mol

Obliczenie liczby moli dichromianu:

bez nadmiaru: nutl = = 8,7· 10‒4 mol

z nadmiarem: nndm utl = 8,7· 10‒4 mol · 1,15 = 10‒3 mol

Obliczenie objętości roztworu dichromianu:

V = = dm3 = 0,01 dm3

Etap II

Obliczenie liczby moli dichromianu zużytego na utlenienie związków organicznych (węgla) zawartych w próchnicy:

Stosunek molowy utleniacza do reduktora nutl : nred = 1 : 6

Liczba moli reduktora, który przereagował z nadmiarem utleniacza:

= 0,1 · 0,0426 mol = 4,26 · 10‒3mol

Liczba moli utleniacza który przereagował z węglem:

nutl = 0,1 · 0,01 mol ‒ mol = 2,9 · 10‒4 mol

Obliczenie zawartości próchnicy w badanej glebie:

Liczba moli węgla: nC = mol = 4,35 · 10‒4 mol

Masa węgla: mC  = (12 · 4,35 · 10-4) g = 5,22 · 10‒3 g

Masa próchnicy: mpróchnicy = g = 9 · 10‒3 g

Zawartość próchnicy: · 100% = · 100% = 2%

Zawartość próchnicy w badanej glebie jest średnia.

Zadanie 53. (0–1)

Do przygotowania roztworu soli żelaza(II) najczęściej stosuje się tzw. sól Mohra o wzorze (NH4)2SO4·FeSO4·6H2O.  
  
Oblicz masę próbki soli Mohra, którą trzeba odważyć, żeby w kolbie miarowej   
o pojemności 100 cm3 przygotować roztwór o stężeniu jonów Fe2+ równym 0,1 mol ∙ dm–3.

Zasady oceniania  
1 pkt – poprawne obliczenie masy próbki soli Mohra i podanie wyniku z jednostką.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

Msoli Mohra = 392 g/mol

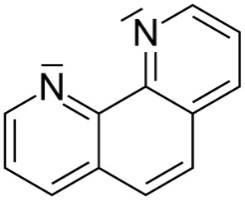
= 0,1 dm–3 · 0,1 mol ∙ dm– 3 = 0,01 mol

nsoli Mohra = = 0,01 mol

msoli Mohra = n · M = 0,01 mol · 392 g/mol = 3,92 g

Zadanie 54.

Przed rozpoczęciem miareczkowania do kolby wprowadza się kilka kropel wodnego roztworu wskaźnika, którym jest *o*-fenantrolina (1,10-fenantrolina) przedstawiona wzorem.



1,10-fenantrolina - organiczny związek chemiczny będący związkiem [heterocykliczny](https://pl.wikipedia.org/wiki/Zwi%C4%85zki_heterocykliczne) o szkielecie węglowym zbudowanym z trzech pierścieni podobnych do pierścieni benzenu. W cząsteczce tego związku dwa atomy węgla zostały zastąpione dwoma trójwiązalnymi atomami azotu. Wzór sumaryczny jego cząsteczki to C12H8N2.

Sam ten wskaźnik jest bezbarwny, ale tworzy z jonami żelaza Fe2+ kompleks o barwie czerwonej. Wzór sumaryczny kompleksu to [Fe(C12H8N2)3] +2.

Zadanie 54.1. (0–1)  
 Wyjaśnij na podstawie struktury *o*-fenantroliny, dlaczego może ona, podobnie jak amoniak, pełnić funkcję ligandu w jonie kompleksowym.

Zasady oceniania

1 pkt – poprawne wyjaśnienie.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie   
W cząsteczce o-fenantroliny znajdują się atomy azotu, które mają wolne pary elektronowe, zdolne do tworzenia wiązań z jonem metalu.

Zadanie 54.2. (0–2)

Na podstawie informacji o zabarwieniach roztworów w kolbach (I–III) przyporządkuj je do kolejnych etapów miareczkowania (1–3). Odpowiedź uzasadnij.

W kolbie I roztwór zabarwił się na kolor zielony.

W kolbie II roztwór zabarwił się na kolor czerwony.  
W kolbie III roztwór zabarwił się na kolor pomarańczowy.

Po numerze etapu 1–3 zapisz numer kolby I–III oraz uzasadnienie swojego wyboru.

1. Przed rozpoczęciem miareczkowania – kolba ….

Uzasadnienie: ….

2. Podczas dodawania roztworu soli żelaza(II) – kolba ….

Uzasadnienie: ….

3. W punkcie końcowym miareczkowania – kolba ….

Uzasadnienie: ….

Zasady oceniania

2 pkt – poprawne przyporządkowanie trzech numerów roztworów i poprawne uzasadnienie.

1 pkt – poprawne przyporządkowanie trzech numerów roztworów, ale niepoprawne uzasadnienie lub brak uzasadnienia.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższych kryteriów albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

1. kolba III.

Uzasadnienie: Pomarańczowa barwa pochodzi od jonów dichromianowych(VI), które dodano do próbki.

2. kolba I.

Uzasadnienie: Pojawiająca się zielona barwa pochodzi od jonów Cr3+ powstających w wyniku redukcji jonów dichromianowych(VI).

3. kolba II.

Uzasadnienie: Czerwona barwa pochodzi od kompleksu, który jony Fe2+ tworzą   
z o-fenantroliną.

Zadanie 55. (0–1)

Poniżej przedstawiono opis jednej z najnowocześniejszych, a jednocześnie powszechnie stosowanej metody pokrywania karoserii samochodowych powłokami antykorozyjnymi lub dekoracyjnymi.

Do malowania wykorzystuje się farby tworzące z wodą układy koloidalne. Malowanie zachodzi w wyniku przepływu prądu elektrycznego. W polu elektrycznym obdarzone ładunkiem elektrycznym koloidalne cząstki farby poruszają się do elektrody, którą jest karoseria samochodu. Proces nakładania powłoki prowadzi się z zastosowaniem prądu stałego o określonym napięciu.

Wybierz i zapisz nazwę zjawiska stanowiącego podstawę opisanego procesu.

A. elektroliza

B. elektroforeza

C. ekstrakcja

D. sedymentacja

Zasady oceniania

1 pkt – wskazanie poprawnej odpowiedzi.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie  
B.

Zadanie 56. (0–1)

Wobec ciągle wzrastającej ilości odpadów, w których duży udział mają tworzywa sztuczne, coraz bardziej istotnym kryterium doboru i stosowania polimerów staje się ich zdolność do biodegradacji. Ten proces polega na rozkładzie makrocząsteczek pod wpływem mikroorganizmów takich jak drożdże lub bakterie. Produktami całkowitej biodegradacji są zwykle gazy, np. CO2, CH4, NH3 i para wodna.

Czynniki sprzyjające biodegradacji to niska masa cząsteczkowa polimeru, jego właściwości hydrofilowe oraz obecność grup funkcyjnych podatnych na enzymatyczną hydrolizę lub utlenianie.

Poniżej przedstawiono wzory trzech polimerów: dwa z nich powstają w wyniku procesów polimeryzacji, a jeden – w reakcji polikondensacji.

Wybierz i zapisz spośród nich ten, który będzie najłatwiej ulegał biodegradacji i napisz równanie reakcji jego otrzymywania z odpowiedniego monomeru.

Poli(chlorek winylu)

C

H

n

2

C

H

Cl

Polistyren

C

H

n

2

C

H

Poli(kwas mlekowy) – polilaktyd

O

C

H

C

C

H

3

O

n

Zasady oceniania

1 pkt –wybór poli(kwasu mlekowego) i napisanie równania reakcji jego otrzymywania.

0 pkt – odpowiedź niepełna lub niepoprawna albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

O

C

H

C

C

H

3

OH

n

O

H

n CH3‒CH(OH)‒COOH → + (n - 1) H2O

Informacja do zadań 57–58.

W pracującym ogniwie paliwowym zasilanym bezpośrednio metanolem na elektrodach biegną reakcje chemiczne:

reakcja 1: O2(g) + 4H+(aq) + 4e– ⭢ 2H2O(c)

reakcja 2: CH3OH(g) + H2O(c) ⭢ CO2(g) + 6H+(aq) + 6e–

Zadanie 57.1. (0–1)

Napisz sumaryczne równanie reakcji biegnącej w opisanym ogniwie paliwowym.

Zasady oceniania

1pkt – poprawny zapis sumarycznego równania reakcji biegnącego w ogniwie paliwowym

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

2CH3OH + 3O2 ⭢ 2CO2 + 4H2O

Zadanie 57.2. (0–1)

Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz i zapisz jedną odpowiedź spośród A–B oraz C–D i E–G.

W opisanym ogniwie paliwowym na katodzie biegnie reakcja   
A. 1,    
B. 2,

a na anodzie biegnie reakcja   
C. 1.  
D. 2.

W sumarycznym procesie bierze udział

E. 4  
F. 6  
G. 12  
moli elektronów w przeliczeniu na 1 mol reduktora.

Zasady oceniania

1pkt – poprawne uzupełnienie zdań.

0 pkt – odpowiedź niespełniająca powyższego kryterium albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie  
ADF

Zadanie 58. (0–2)

Oblicz efekt cieplny sumarycznego procesu przebiegającego w opisanym ogniwie paliwowym w przeliczeniu na 1 mol metanolu. Przyjmij, że w warunkach pracy ogniwa:

ΔHtw.(CH3OH(g)) = – 201,0 kJ∙mol–1,

ΔHtw.(H2O (c)) = – 285,8 kJ∙mol–1,

ΔHtw.(CO2 (g)) = – 393,5 kJ∙mol–1.

Zasady oceniania  
2 pkt – zastosowanie poprawnej metody, poprawne wykonanie obliczeń oraz podanie wyniku   
z jednostką.

1 pkt – zastosowanie poprawnej metody, ale

– popełnienie błędów rachunkowych.

lub   
– podanie wyniku z błędną jednostką albo bez jednostki.

0 pkt – zastosowanie błędnej metody albo brak odpowiedzi.

Rozwiązanie

ΔHr = 2∙ ΔHtw.(H2O (c)) + ΔHtw.(CO2 (g)) – ΔHtw.(CH3OH (g)) = – 764,1 kJ∙(mol CH3OH)–1