

Arkusz zawiera informacje prawnie chronione do momentu rozpoczęcia egzaminu.

|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **WYPEŁNIA ZESPÓŁ NADZORUJĄCY** | | | | | | | | | | | | | | | | | ***Miejsce na naklejkę.***  *Sprawdź, czy kod na naklejce to* **M-660**. |
|  | | | | | | | | | | | | | | | | | |
| **KOD PESEL** | | | | | | | | | | | | | | | | | |
|  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  |  | |

|  |
| --- |
| **EGZAMIN MATURALNY Z CHEMII**  **Poziom rozszerzony**  **Arkusz pokazowy**  Termin: **4 marca 2022 r.**  Czas pracy: **do 240 minut**  Liczba punktów do uzyskania: **60** |

|  |
| --- |
| Instrukcja dla zdającego   1. Arkusz egzaminacyjny zawiera 36 zadań. 2. Obok numeru każdego zadania jest podana maksymalna liczba punktów, którą można otrzymać za poprawne rozwiązanie. 3. W rozwiązaniach zadań rachunkowych przedstaw tok rozumowania prowadzący do ostatecznego wyniku oraz pamiętaj o jednostkach. 4. Jeśli się pomylisz, błędny zapis zapunktuj. 5. Możesz korzystać z „Wybranych wzorów i stałych fizykochemicznych  na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki*”*, linijki oraz kalkulatora. |

|  |
| --- |
| MCHP-R0-**660**-2203 |
|
|
|

Informacja do zadań 1.–3.

Elektrony atomu pierwiastka X w stanie podstawowym zajmują siedem orbitali, przy czym sześć z nich jest całkowicie zapełnionych. Ten pierwiastek reaguje zarówno z kwasem solnym, jak i stężonym wodnym roztworem wodorotlenku potasu. Jednym z produktów obu przemian jest ten sam gaz.

Zadanie 1. (0–1)

Zapisz dane dotyczące położenia pierwiastka X w układzie okresowym oraz symbol bloku konfiguracyjnego, do którego należy.

Pierwiastek X

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

Zadanie 2. (0–1)

Oceń prawdziwość poniższych zdań. Po numerze zdania zapiszP, jeżeli zdanie jest prawdziwe, albo F – jeśli jest fałszywe.   
1. W stanie podstawowym tylko 6 elektronów atomu pierwiastka X opisanych jest główną liczbą kwantową równą 2.  
2. Żaden elektron atomu pierwiastka X w stanie podstawowym nie jest opisany poboczną liczbą kwantową równą 2.

Zadanie 3. (0–2)

Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji pierwiastka X: z kwasem solnym (reakcja 1.) oraz ze stężonym roztworem wodorotlenku potasu (reakcja 2.). W drugiej przemianie powstaje jon kompleksowy o liczbie koordynacji równej 4.

Równanie reakcji 1.: ….

Równanie reakcji 2.: ….

Zadanie 4. (0–1)

Poniżej przedstawiono konfigurację elektronową atomów czterech pierwiastków (I – IV):

I 1s22s22p63s23p64s1  
II 1s22s22p63s23p64s13d5  
III 1s22s22p63s23p64s13d104p3  
IV 1s22s22p63s23p64s13d10

Napisz, która z przedstawianych konfiguracji elektronowych opisuje atom w stanie wzbudzonym. Odpowiedź uzasadnij.

Konfiguracja: ….

Uzasadnienie: ….

Zadanie 5. (0–1)

Tenes – pierwiastek chemiczny o liczbie atomowej *Z* = 117 – został otrzymany w reakcji jądrowej między 48Ca i 249Bk. W tym procesie powstały dwa izotopy tenesu, przy czym reakcji tworzenia jądra jednego z tych izotopów towarzyszyła emisja 3 neutronów. Ten izotop ulegał dalszym przemianom: w wyniku następujących po sobie kilku przemian otrzymano 270Db.

Napisz równanie reakcji otrzymywania opisanego izotopu tenesu – uzupełnij wszystkie pola w poniższym schemacie. Napisz, w wyniku ilu przemian ten izotop tenesu przekształcił się w dubn270Db.

Uzupełnij poniższy schemat otrzymywania izotopu tenesu.

Zapisz liczby atomowe (Z, Z1, Z2), liczby masowe (A, A1, A2) oraz symbole jąder (C, D, X,)   
Jądro C – ….

A – ….  
Z – ….

Jądro D – ….

A1 – ….  
Z1 – ….

Jądro X – ….

A2 – ….  
Z2 – ….

Liczba przemian : ….

Zadanie 6.

Metoda VSEPR pozwala określać kształt cząsteczek zbudowanych z atomów pierwiastków grup głównych. W cząsteczce należy wyróżnić atom centralny (np. atom tlenu w cząsteczce H2O) i ustalić liczbę wolnych par elektronowych na jego zewnętrznej powłoce. Następnie zsumować liczbę podstawników związanych z atomem centralnym () i liczbę jego wolnych par elektronowych (). W ten sposób otrzymuje się tzw. liczbę przestrzenną ( ),

która determinuje kształt cząsteczki. Ponieważ zarówno wolne jak i wiążące pary elektronowe wzajemnie się odpychają, wszystkie elementy składające się na liczbę przestrzenną (podstawniki i wolne pary elektronowe) zajmują jak najbardziej odległe od siebie położenia wokół atomu centralnego.

Zadanie 6.1. (0–2)

Zapisz dla podanych cząsteczek wartości i oraz określ kształt cząsteczki (liniowa, kątowa, trójkątna, tetraedryczna).

CO21. x ….  
2. y ….  
3. kształt cząsteczki ….

SO21. x ….  
2. y ….  
3. kształt cząsteczki ….

OF21. x ….  
2. y ….  
3. kształt cząsteczki ….

Zadanie 6.2. (0–1)

Na podstawie teorii VSEPR rozstrzygnij, czy cząsteczka tetrafluorku siarki o wzorze SF4 ma kształt tetraedryczny. Odpowiedź uzasadnij.

Rozstrzygnięcie: ….

Uzasadnienie: ….

Zadanie 6.3. (0–1)

W teorii VSEPR przyjmuje się, że kąty między wiązaniami w drobinach zależą od siły,   
z jaką odpychają pary elektronowe znajdujące się na zewnętrznej powłoce. Siła odpychania par elektronowych powłoki walencyjnej maleje w kolejności:   
wolna para elektronowa – wolna para elektronowa > wolna para elektronowa – wiążąca para elektronowa > wiążąca para elektronowa – wiążąca para elektronowa.

Oznacza to, że w drobinach, w których nie ma wolnych par elektronowych kąty między wiązaniami są najbardziej zbliżone do wartości teoretycznych opisujących idealną strukturę geometryczną drobiny, a w przypadku cząsteczek zawierających wolne pary elektronowe obserwuje się zmniejszenie kątów między wiązaniami.

Zapisz wartości kątów między wiązaniami H–N w wymienionych drobinach (, NH3, ). Wartości tych kątów wybierz spośród następujących: 180°, 120°, 109°, 107°, 105°.

Wartość kąta ….

NH3

Wartość kąta ….

Wartość kąta ….

Zadanie 7. (0–1)

Na podstawie budowy atomów pierwiastków należących do grup 1.–2. oraz   
13.–17. drugiego okresu układu okresowego uzupełnij poniższe zdania.

Po numerze zdania zapisz symbol lub nazwę odpowiedniego pierwiastka.

Spośród pierwiastków drugiego okresu:  
1. najmniejszy ładunek jądra ma atom ….  
2. najmniejszy promień atomowy ma atom ….

3. najmniejszą wartość pierwszej energii jonizacji ma atom ….

Informacja do zadań 8.–9.  
 W pewnej wodzie mineralnej znajdują się jony: Ca2+, Mg2+ oraz . Ich zawartość przedstawiono w poniższej tabeli.

Skł. min – składnik mineralny  
Za – zawartość, mg ∙ dm–3

|  |  |
| --- | --- |
| Skł. min | Za |
| Ca2+ | 457 |
| Mg2+ | 50 |
|  | 1836 |

Zadanie 8.

Do trzech probówek zawierających wodę mineralną dodano:  
do probówki I – Na2SO3(aq), do probówki II – AgNO3(aq), a do probówki III – HCl(aq).  
W wyniku przeprowadzonego doświadczenia w każdej probówce zaobserwowano zmianę świadczącą o zajściu reakcji chemicznej. W probówce II, w wyniku przeprowadzonego doświadczenia, wydzielił się biały osad.

Zadanie 8.1. (0–1)

Opisz zmiany, jakie można zaobserwować w probówkach I i III.

Probówka I: ….

Probówka III:….

Zadanie 8.2. (0–1)

Rozstrzygnij, czy na podstawie przeprowadzonego doświadczenia można stwierdzić, że   
w badanej wodzie mineralnej obecne są też inne jony niż Mg2+, Ca2+ oraz . Uzasadnij swoją odpowiedź.

Rozstrzygnięcie: ….

Uzasadnienie: ….

Zadanie 9. (0–2)

Podczas gotowania1000 cm3 tej wody mineralnej zaobserwowano powstanie białego osadu. W opisanych warunkach przebiegły reakcje opisane równaniami:  
Ca2+ + 2→ CaCO3 + CO2 + H2O  
Mg2+ + 2→ MgCO3 + CO2 + H2O

Oblicz, jaki procent masy wydzielonego osadu stanowi masa węglanu magnezu. Przyjmij, że obie reakcje zachodzą z wydajnością równą 100%, a powstały osad składa się wyłącznie   
z węglanu wapnia i węglanu magnezu.

Informacja do zadań 10.–11.

Sól Mohra to zwyczajowa nazwa siarczanu(VI) żelaza(II) i amonu o wzorze (NH4)2Fe(SO4)2. W laboratorium chemicznym, związek ten jest często używany jako wygodne i stabilne źródło jonów żelaza(II). Zarówno sama sól Mohra, jak i jej wodne roztwory są odporne na utlenianie na powietrzu.

Zadanie 10. (0–1)

Obecność jonów amonowych w roztworze soli Mohra powoduje, że odczyn tego roztworu nie jest obojętny.

Napisz równanie reakcji odpowiadającej za odczyn wodnego roztworu soli Mohra na podstawie definicji kwasów i zasad Brønsteda.

kwas 1 + zasada 2 zasada 1 + kwas 2 Zadanie 11.  Przeprowadzono dwuetapowe doświadczenie. W pierwszym etapie do dwóch probówek   
(A i B) z roztworem soli Mohra dodano wodny roztwór wodorotlenku sodu. W wyniku doświadczenia w obu probówkach wytrącił się jasnozielony osad. W czasie doświadczenia zaszła reakcja chemiczna opisana równaniem:Fe2+ + 2OH–→ Fe(OH)2Zaobserwowano również, że zwilżony uniwersalny papierek wskaźnikowy umieszczony   
u wylotu probówki zabarwił się na niebiesko.  Zadanie 11.1. (0–1) Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, zachodzącej po dodaniu wodnego roztworu wodorotlenku sodu, w wyniku której powstała substancja odpowiedzialna za zmianę barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego. Zadanie 11.2. (0–1) W drugim etapie doświadczenia, do zawartości probówki A otrzymanej w  poprzednim etapie dodano wodę utlenioną, czyli roztwór nadtlenku wodoru o stężeniu 3 %. W wyniku tej reakcji w probówce powstał pomarańczowy osad.  
  
Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji zachodzącej w probówce A.  Zadanie 11.3. (0–1) Probówkę B pozostawiono przez dłuższy czas na powietrzu. W probówce zaobserwowano, że zielonkawy osad zmienił zabarwienie na pomarańczowe.Wyjaśnij, dlaczego – pomimo niedodania do probówki B żadnego odczynnika – rezultat doświadczenia był taki sam jak w probówce A.Wyjaśnienie: …. Zadanie 12. (0–1) Gazowy wodór wydziela się w reakcjach różnych metali z kwasami, a najaktywniejsze metale wypierają ten gaz z wody. Na zajęciach koła chemicznego uczniowie mieli zaprojektować laboratoryjną metodę otrzymywania wodoru, inną niż stosowane powszechnie działanie kwasem solnym na cynk. Zaproponowano przeprowadzenie następujących reakcji:uczeń A – magnezu z kwasem octowym;  
uczeń B – potasu z wodą;  
uczeń C – cynku ze stężonym kwasem azotowym(V).Nauczyciel stwierdził, że wodór powstaje w dwóch spośród zaproponowanych reakcji, ale tylko jedna z nich jest możliwa do przeprowadzenia w szkolnej pracowni chemicznej.   
  
Napisz, który uczeń poprawnie zaprojektował doświadczenie. Wyjaśnij, dlaczego druga propozycja doświadczenia, w którym również powstaje wodór, była nieodpowiednia. Odwołaj się do zasad bezpieczeństwa i higieny pracy obowiązujących w szkolnej pracowni chemicznej.Doświadczenie poprawnie zaprojektował uczeń: …. Wyjaśnienie: …. Zadanie 13. (0–2) Do zlewki wprowadzono 80 cm3 roztworu mocnego (całkowicie zdysocjowanego), jednoprotonowego kwasu HA o stężeniu 0,10 mol . dm–3. Następnie do zlewki wprowadzono 45 cm3 roztworu wodorotlenku potasu o stężeniu 0,15 mol · dm–3. Do takiej mieszaniny dodawano kroplami roztwór wodorotlenku sodu o stężeniu 0,2 mol · dm–3 do momentu uzyskania roztworu o pH równym 2,1. Oblicz objętość dodanego roztworu wodorotlenku sodu. Przyjmij, że objętość mieszaniny była sumą objętości zmieszanych roztworów.

Zadanie 14. (0–4) Do reaktora wprowadzono próbkę N2O4 o masie równej 4,14 g. W reaktorze utrzymywano stałe ciśnienie równe 1000 hPa i stałą temperaturę 298 K, natomiast zmianie mogła ulegać pojemność. W warunkach prowadzenia eksperymentu ustaliła się równowaga chemiczna opisana równaniem:

Objętość mieszaniny obu tlenków, po ustaleniu się stanu równowagi, była równa 1,32 dm3.

Oblicz stężeniową stałą równowagi Kc przemiany w opisanych warunkach. Stała gazowa   
R = 83,14 hPa dm3 mol–1 K–1. Przyjmij, że NO2 i N2O4 są gazami doskonałymi.

Zadanie 15.

Równanie kinetyczne reakcji opisanej równaniem:   
2NO(g) + O2(g) → 2NO2(g) ma postać:

Szybkość reakcji chemicznej v*,* wyrażona w jednostce: mol ⋅ dm−3⋅ s−1, zależy od stężeń molowych substratów reakcji oraz stałej szybkości reakcji – współczynnika charakterystycznego dla danej reakcji. Stała szybkości reakcji zależy od temperatury, a nie zależy od stężenia substratów.

Zadanie 15.1. (0–1)

Napisz jednostkę stałej szybkości reakcji w równaniu kinetycznym opisanej reakcji.

Zadanie 15.2. (0–2)

W zamkniętym reaktorze o pojemności 2 dm3 zmieszano 6 moli tlenku azotu(II) i 4 mole tlenu. Podczas reakcji utrzymywano stałą temperaturę T.

Oblicz, ile razy zmaleje szybkość opisanej reakcji w stosunku do szybkości początkowej,   
w momencie, w którym stężenie tlenu zmniejszy się o 1 mol ⋅ dm−3.

Zadanie 16. (0–1)

Jony miedzi(II) tworzą różne związki kompleksowe. W roztworze wodnym nie występują   
w postaci prostych kationów Cu2+, lecz jako jony uwodnione, czyli akwakompleksy.   
W akwakompleksie jon miedzi(II) przyjmuje liczbę koordynacyjną równą 6. Ten kompleks jest mniej trwały niż kompleks miedzi(II) z amoniakiem, dlatego w obecności amoniaku   
o odpowiednim stężeniu w roztworze związku miedzi(II) tworzy się aminakompleks, w którym liczba koordynacyjna jonu Cu2+ także jest równa 6, ale cztery cząsteczki wody są zastąpione czterema cząsteczkami amoniaku. Nosi on nazwę jonu diakwatetraaminamiedzi(II). Obecność tych jonów nadaje roztworowi ciemnoniebieską barwę.

Napisz wzory opisanych jonów kompleksowych: akwakompleksu miedzi(II) oraz jonu diakwatetraaminamiedzi(II).

Wzór akwakompleksu miedzi(II): ….

Wzór jonu diakwatetraaminamiedzi(II): ….

Informacja do zadań 17.–18.

Kolorymetria jest metodą analizy chemicznej stosowaną do oznaczania małych stężeń substancji, których roztwory są barwne, na podstawie porównania intensywności barwy roztworu badanego i roztworu wzorcowego o znanym stężeniu. Intensywność zabarwienia roztworu zależy od absorpcji promieniowania elektromagnetycznego o określonej długości fali z zakresu światła widzialnego. Miarą absorpcji jest wielkość zwana absorbancją – oznaczana literą A. Absorbancja, jaką wykazuje dany roztwór, jest wprost proporcjonalna do stężenia barwnego składnika tego roztworu.

Zadanie 17. (0–1)

Metodę kolorymetryczną można zastosować do oznaczania miedzi(II) w postaci jonów diakwatetraaminamiedzi(II), ponieważ roztwory, w których te jony występują, są barwne.

Z badanego wodnego roztworu zawierającego jony diakwatetraaminamiedzi(II) pobrano próbki do pomiaru absorbancji (światło o długości fali λ = 600 nm) i uzyskano średni wynik A = 0,36.

Wykonano wykres zależności absorbancji A dla czystej wody i dwóch próbek roztworów od stężenia miedzi(II) w postaci jonów diakwatetraaminamiedzi(II). W tym celu do punktów pomiarowych dorysowano linię, będącą krzywą wzorcową o liniowym charakterze.

Wszystkie pomiary wykonano w takich samych warunkach, w jakich wykonano pomiary dla roztworu badanego. Otrzymane wyniki zestawiono w tabeli.

Oblicz brakującą w tabeli wartość stężenia miedzi(II) cCu dla A = 0,36

Oznaczenie tabeli  
cCu – stężenie miedzi(II), x 10-3 mol ⋅ dm−3   
A – miara absorbancji

|  |  |
| --- | --- |
| cCu |  |
| 0,00 | 0,00 |
| 1,50 | 0,12 |
|  | 0,36 |
| 10,00 | 0,80 |

Stężenie miedzi(II) w badanym roztworze: …. mol∙dm–3.

Zadanie 18.

Kolorymetryczne oznaczenie bardzo małych ilości miedzi(II) można wykonać, mierząc absorbancję roztworu kompleksu miedzi(II) z dietyloditiokarbaminianem, w skrócie oznaczanego wzorem Cu(DDTK)2. Związek ten słabo rozpuszcza się w wodzie, ale dobrze – w rozpuszczalnikach organicznych i powstaje roztwór o barwie żółtobrunatnej.

Aby wyznaczyć masę miedzi w próbce badanego wodnego roztworu zawierającego jony miedzi(II), do tego roztworu dodano roztwór dietyloditiokarbaminianu sodu NaDDTK. Następnie otrzymaną mieszaninę wytrząsano z rozpuszczalnikiem organicznym, co spowodowało, że obecny w wodzie Cu(DDTK)2 przeszedł ilościowo do fazy organicznej. Wszystkie porcje roztworu Cu(DDTK)2w rozpuszczalniku organicznym połączono i uzupełniono tym rozpuszczalnikiem do objętości 25 cm3. Metodą kolorymetryczną wyznaczono stężenie miedzi(II) w badanym roztworze, które było równe 3,50·10–5 mol·dm–3.

Zadanie 18.1.(0–1)

Oblicz, ile mikrogramów miedzi w postaci miedzi(II) zawierała próbka badanego wodnego roztworu (1 μg = 10–6 g). Przyjmij masę molową miedzi równą 63,55 g∙mol–1.

Zadanie 18.2.(0–1)

Napisz nazwę metody, za pomocą której wyodrębniono kompleks miedzi(II) z roztworu wodnego.

Zadanie 19. (0–1)

Wykonano doświadczenie, którego celem było otrzymanie pewnej substancji chemicznej. Postępowano zgodnie z poniższą instrukcją.

Odważyć 5 g CuSO4**·**5H2O,umieścić w kolbie stożkowej i dodać 15 cm3 wody destylowanej. Roztwór w kolbie mieszać i ogrzać w łaźni wodnej do temperatury około 60 °C.  
W tej temperaturze dodawać powoli porcjami nadmiar pyłu cynkowego (ok. 1,5 g).   
Po wprowadzeniu całej ilości cynku kolbę dalej ogrzewać do momentu odbarwienia roztworu. Następnie otrzymaną mieszaninę przesączyć i osad przemyć rozcieńczonym kwasem solnym (0,5 mol **·**dm–3).

Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, która była przyczyną odbarwienia roztworu, i wyjaśnij, w jakim celu otrzymany osad należy przemyć rozcieńczonym kwasem solnym.

Równanie zachodzącej reakcji: ….

Wyjaśnienie:  ….

Zadanie 20. (0–1)

W standardowym półogniwie A ustala się równowaga opisana równaniem:

Mn + 8H+ + 5e−⇄ Mn2+ + 4H2O

Po połączeniu tego półogniwa ze standardowym półogniwem B otrzymano ogniwo, którego siła elektromotoryczna (SEM) jest równa 0,971 V.

Napisz sumaryczne równanie reakcji, która zachodzi w pracującym ogniwie zbudowanym   
z półogniw A i B.

Zadanie 21. (0–2)

Przykładem elektrody halogenosrebrowej jest elektroda bromosrebrowa, której działanie opisuje równanie:  
AgBr (s) + e–⇄ Ag (s) + Br– (aq)

Potencjał tej elektrody zależy od stężenia jonów bromkowych i w temperaturze 298 K wyraża się równaniem:

Standardowy potencjał tej elektrody 0,071 V. W temperaturze 298 K potencjał elektrody bromosrebrowej zanurzonej w wodnym roztworze bromku srebra pozostającym   
w równowadze z osadem tej soli był równy 0,431 V.  
  
Oblicz wartość iloczynu rozpuszczalności bromku srebra w temperaturze 298 K.  
  
 Zadanie 22.   
 O dwóch węglowodorach A i B, z których każdy ma wzór sumaryczny C6H12, wiadomo, że:   
- węglowodór A powstaje w wyniku reakcji między3-bromo-2,2-dimetylobutanem   
a alkoholowym roztworem wodorotlenku sodu przebiegającej w podwyższonej temperaturze;  
- węglowodór B, będący alkanem cyklicznym, powstaje w reakcji zachodzącej pomiędzy dibromopochodną heksanu a cynkiem, a w jego cząsteczce obecny jest jeden trzeciorzędowy atom węgla.  
  
 Zadanie 22.1. (0–1)  
 Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji otrzymywania węglowodoru A. Zastosuj wzory półstrukturalne (grupowe) lub uproszczone związków organicznych.  
  
 Zadanie 22.2. (0–1)  
 Podaj nazwę systematyczną węglowodoru B oraz wybierz i zapisz jego wzór półstrukturalny (grupowy).   
1. Podaj nazwę systematyczną węglowodoru B.  
Nazwa systematyczna węglowodoru B: ….  
2. Wybierz i zapisz wzór półstrukturalny (grupowy) węglowodoru B. Zapisz jedną odpowiedź spośród A–C

A.

CH3

B.

C.

CH3

CH3

Informacja do zadań 23.–24.

Naftalen to organiczny związek chemiczny o wzorze sumarycznym C10H8 będący najprostszym policyklicznym węglowodorem aromatycznym o dwóch skondensowanych pierścieniach.

1

2

3

4

5

6

7

8

Naftalen ma właściwości podobne do benzenu, np. ulega analogicznym reakcjom chemicznym, jednak w przeciwieństwie do benzenu ten związek dość łatwo utlenia się pod wpływem silnych utleniaczy.

Zadanie 23.   
 W reakcji monochlorowania naftalenu powstają dwa izomeryczne produkty.

Zadanie 23.1. (0–1)

Napisz nazwy systematyczne dwóch izomerycznych monochloropochodnych naftalenu, które powstają w reakcji tego związku z chlorem, przebiegającej w obecności odpowiedniego katalizatora.

Zadanie 23.2. (0–1)

Uzupełnij poniższe zdania dotyczące typu i mechanizmu reakcji monochlorowania naftalenu. Po numerze zdania zapisz jedno właściwe rozwiązanie spośród podanych A–C, D–F oraz G–H.

1. Monochlorowanie naftalenu jest przykładem reakcji

A. substytucji   
B. addycji   
C. eliminacji

przebiegającej według mechanizmu

D. rodnikowego.   
E. elektrofilowego.   
F. nukleofilowego.

2. Funkcję katalizatora w tej reakcji mogą pełnić   
G. związki żelaza(III).   
H. jony OH–.

Zadanie 24. (0–2)  
 W odpowiednich warunkach naftalen może zostać utleniony zgodnie z poniższym schematem:

z COOH

y C

COOH

O

x

W tej reakcji powstaje również tlenek węgla(IV).  
  
Zapisz formalny stopień utlenienia: atomu węgla oznaczonego literą we wzorze cząsteczki naftalenu oraz atomów węgla oznaczonych literami i we wzorze produktu reakcji. Napisz, ile moli elektronów oddaje 1 mol naftalenu w opisanym procesie utlenienia.  
  
Stopień utlenienia atomu węgla: ….  
Stopień utlenienia atomu węgla: ….  
Stopień utlenienia atomu węgla: ….

Liczba moli elektronów: ….

Informacja do zadań 25.–26.

Związki metaloorganiczne, czyli takie, w których atom metalu jest związany kowalencyjnie z atomem węgla grupy alkilowej lub arylowej, są szeroko wykorzystywane w syntezie organicznej. Do najczęściej stosowanych należą tzw. związki Grignarda o wzorze ogólnym:

R–Mg–X  
We wzorze tym R oznacza grupę alkilową lub arylową, a X jest atomem fluorowca, najczęściej bromu lub jodu.

Związki te otrzymuje się w reakcji odpowiednich fluorowcopochodnych alkilowych lub arylowych z magnezem w roztworze bezwodnego etoksyetanu (eteru dietylowego):

R–X + Mg → R–Mg–X

Związki Grignarda reagują m.in. z aldehydami i ketonami zgodnie ze schematem:

+

R

Mg

X

C

R2

O

R1

R

C

R2

OMgX

R1R1

R

R1R1

C

R2

OMgX

R

R1

C

R2

OH +Mg2+ + X−

W pierwszym etapie powstaje sól halogenomagnezowa alkoholu, która w wyniku działania wodnego roztworu mocnego kwasu daje wolny alkohol oraz jony magnezowe i halogenkowe.

Zadanie 25. (0–1)

Do roztworu bromoetanu w bezwodnym etoksyetanie (eterze dietylowym) dodano stechiometryczną ilość magnezu i mieszano do roztworzenia całego metalu. Uzyskany roztwór wkroplono następnie do propan-2-onu (acetonu).Liczba moli użytego acetonu była równa liczbie moli związku Grignarda w dodanym roztworze. Następnie dodano powoli, mieszając, nadmiar rozcieńczonego wodnego roztworu kwasu siarkowego(VI). Nastąpiło rozdzielenie mieszaniny na warstwę wodną i warstwę organiczną. Warstwę eterową oddzielono i po odparowaniu eteru otrzymano produkt Y.  
  
Napisz wzór półstrukturalny (grupowy) produktu Y oraz jego nazwę systematyczną.  
1. Wzór półstrukturalny(grupowy): ….  
2. Nazwa systematyczna produktu Y: ….

Zadanie 26.  
 W celu otrzymania 3-fenylopentan-3-olu przy użyciu związków Grignarda przeprowadzono szereg reakcji zgodnie z poniższym schematem:

C

OH

H2C

H2C

CH3

CH3

W roztworze wodnym po reakcjach obecne były jony bromkowe.

Zadanie 26.1.(0–2)

Napisz wzór półstrukturalny (grupowy) związku B oraz nazwy związków A, D i E.  
1. Wzór półstrukturalny (grupowy) związku B: ….  
2. Nazwa związku A: ….  
3. Nazwa związku D: ….  
4. Nazwa związku E: ….

Zadanie 26.2.(0–2)

Utlenianie związku D do związku E prowadzono za pomocą zakwaszonego roztworu dichromianu(VI) potasu.

Spośród probówek I–V wybierz te, które przedstawiają roztwór użyty do przeprowadzenia reakcji utleniania związku D, oraz roztwór uzyskany po oddzieleniu produktu E oraz wzory jonów odpowiadających za barwę roztworu.

Przedstawiono I–V probówek ilustrujących barwę roztworu:

I – różowo-fioletowy  
II – bezbarwny  
III – zielony   
IV – żółty

V – pomarańczowy

Przed reakcją:  
Probówka: ….

Wzór jonu: ….

Po reakcji:  
Probówka: ….

Wzór jonu: ….

Informacja do zadań 27.–28.

Przedstawiono wzór estru CH3-\*CH(Cl)-COO-CH2-\*CH(CH3)-CH2-CH3, w cząsteczkach którego obecne są dwa asymetryczne atomy węgla – oznaczone gwiazdką.

W laboratorium przeprowadzono reakcję, w której racemiczną mieszaninę kwasu   
2-chloropropanowego (równomolową mieszaninę obu enancjomerów) poddano reakcji estryfikacji z jednym z enancjomerów 2-metylobutan-1-olu. W wyniku tej reakcji otrzymano dwa rodzaje estrów.

Zadanie 27.(0–1)

Rozstrzygnij, czy otrzymane estry są względem siebie enancjomerami. Uzasadnij odpowiedź.

Rozstrzygnięcie: ….

Uzasadnienie: ….

Zadanie 28.(0–1)  
 Napisz w formie jonowej skróconej równanie hydrolizy zasadowej opisanego   
w informacji estru. Zastosuj wzory półstrukturalne (grupowe) związków organicznych.  
  
 Zadanie 29. (0–1)  
 Poniżej przedstawiono wzory trzech izomerycznych amin oznaczonych numerami I, II i III.  
I. CH3CH2CH2NH2  
II. CH3CH2NHCH3  
III. (CH3)3N  
Wartości temperatury wrzenia tych amin oznaczono A–C.  
A. 3 °C   
B. 36 °C   
C. 47 °C.  
  
Przyporządkuj aminom I–III wartości ich temperatury wrzenia A–C.   
  
 Informacja do zadań 30.–31.  
 Do każdej z trzech probówek zawierających zalkalizowaną zawiesinę Cu(OH)2 dodano po jednym z trzech różnych związków chemicznych – umownie oznaczonych literami A, B i C – wybranych spośród następujących: etanal, etano-1,2-diol, metanol, propano-1,2,3-triol.  
Do probówki I – związek A, do probówki II – związek B, a do probówki III – związek C.  
  
Stosunek masowy węgla do tlenu mC : mO w związku B jest równy 3 : 4.  
  
Zaobserwowano, że klarowny szafirowy roztwór powstał tylko w probówce II.  
  
 Zadanie 30.(0–1)  
 Rozstrzygnij, czy na podstawie opisu obserwowanych zmian w probówce II oraz informacji o stosunku masowym węgla do tlenu w związku B można dokonać jednoznacznej identyfikacji związku B. Uzasadnij swoje stanowisko.  
  
Rozstrzygnięcie: ….  
Uzasadnienie: ….  
  
 Zadanie 31. (0–2)  
 W drugim etapie doświadczenia pod wyciągiem ostrożnie podgrzano zawartość probówek I   
i III.   
W probówce I zaobserwowano powstanie ceglastoczerwonego osadu, a w probówce III wytrąci się czarny osad.   
  
Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji przebiegającej w probówce I oraz   
w formie cząsteczkowej – równanie reakcji zachodzącej w probówce III podczas drugiego etapu doświadczenia. Zastosuj wzory półstrukturalne (grupowe) związków organicznych.  
  
Probówka I: ….  
Probówka III: ….  
  
 Zadanie 32. (0–2)  
 W wyniku hydrolizy 2,03 g peptydu o masie molowej równej 609,74 g ⋅ mol–1 otrzymano 2,27 g mieszaniny aminokwasów.  
  
Oblicz, ile wiązań peptydowych zawiera cząsteczka peptydu.  
  
 Zadanie 33. (0–1)  
 Przeprowadzono doświadczenie polegające na dodaniu świeżo strąconego wodorotlenku miedzi(II) do probówki zawierającej wodny roztwór biuretu H2N–CO–NH–CO–NH2.  
  
Dokończ zdanie. Zapisz właściwą odpowiedź spośród podanych.  
  
Po dodaniu do probówki zawierającej wodny roztwór biuretu H2N–CO–NH–CO–NH2 świeżo strąconego wodorotlenku miedzi(II) zaobserwujemy powstanie  
A brunatnego osadu.   
B. czerwonego roztworu.  
C. różowofioletowego roztworu.  
D. niebieskiego osadu. Zadanie 34. (0–1)  
 Poniżej przedstawiono wzór kauczuku naturalnego.

CH2

C

CH

CH3

n

CH2

Dokończ zdanie. Zapisz właściwą odpowiedź spośród podanych.

W laboratorium ten związek może być otrzymany w reakcji polimeryzacji

A. 2-metylobut-1-enu.

B. 2-metylobuta-1,3-dienu.

C. 2-metylobut-2-enu.

D. 2-metylobuta-1,2-dienu.

Zadanie 35. (0–1)  
 D-alloza to jeden z izomerów D-glukozy. W pewnych warunkach cukier ten może być utleniony do kwasu aldonowego lub kwasu aldarowego, co przedstawiono na poniższym schemacie.

kwas aldonowy

D-alloza

kwas aldarowy

H

C

OH

COOH

H

C

OH

H

C

OH

H

C

OH

H2C

OH

H

C

OH

CHO

H

C

OH

H

C

OH

H

C

OH

H2C

OH

H

C

OH

COOH

H

C

OH

H

C

OH

H

C

OH

COOH

Oceń, czy podane poniżej informacje są prawdziwe. Po numerze informacji zapisz P, jeśli jest prawdziwa, albo F − jeśli jest fałszywa.  
1. Cząsteczki kwasu aldarowego otrzymanego w wyniku utleniania D-allozy są chiralne.  
2. Reakcja D-allozy z wodnym roztworem bromu prowadzi do uzyskania kwasu aldonowego.

Zadanie 36. (0–1)

Amigdalina to związek chemiczny o wzorze C20H27NO11 z grupy glikozydów, występujący   
w znacznych ilościach w gorzkich migdałach. W skład tej cząsteczki wchodzą dwie cząsteczki glukozy połączone wiązaniem glikozydowym oraz część będąca pochodną benzaldehydu zawierającą ugrupowanie nitrylowe –CN.  
W wyniku hydrolizy amigdaliny zachodzącej w organizmie pod wpływem enzymów powstają trzy rodzaje drobin: cyjanowodór o wzorze HCN, oraz dwa związki chemiczne, które   
w poniższym schemacie reakcji oznaczono literami A i B:  
amigdalina + 2H2O → 2A + B + HCN

O związkach A i B wiadomo, że w odpowiednich warunkach ulegają reakcji z odczynnikiem Tollensa.

Napisz nazwy związku A i B powstających w reakcji hydrolizy.

1. Nazwa związku A: ….   
2. Nazwa związku B: ….