

LXII Ogólnopolski Konkurs Chemiczny im. prof. Antoniego Swinarskiego

ETAP REJONOWY 10 stycznia 2026 r.

Witamy na etapie rejonowym LXII Ogólnopolskiego Konkursu Chemicznego im. prof. Antoniego Swinarskiego.

- Dysponujesz tzw. brudnopisem i kartami odpowiedzi. Oddajesz tylko karty odpowiedzi (wszystkie, nawet jeśli są puste). Brudnopis nie będzie oceniany.
- Rozwiązania wszystkich zadań obliczeniowych powinny zawierać zwięzły schemat obliczeń, wskazujący na tok rozumowania.
- Pisz starannie i czytelnie, błędne zapisy wyraźnie przekreśl.
- Możesz korzystać z kalkulatora. Pamiętaj o właściwym zaokrąglaniu liczb (wynik końcowy) i podawaniu jednostek.
- Na rozwiązanie zadań masz 3 godziny zegarowe.

ŻYCZYMY POWODZENIA

Informacje do zadań

Równanie Nernsta $E = E^0 + \frac{2,303RT}{nF} \log [Me^{n+}]$

Równanie Clapeyrona $pV = nRT$

Stała gazowa $R = 8,314 \text{ J/(mol K)}$

Stała Faradaya: $F = 96484 \text{ C/mol}$

Potencjały standardowe: $Zn^{2+}/Zn = -0,762 \text{ V}$, $Cu^{2+}/Cu = +0,342 \text{ V}$, $H^+/H_2 = 0,000 \text{ V}$, $SO_4^{2-}/SO_3^{2-} = -0,930 \text{ V}$

Aktynowce

90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr
tor	protaktyn	uran	neptun	pluton	ameryk	kiur	berkel	kaliforn	einstein	ferm	mendelew	nobel	lorens
232,04	231,04	238,03	237,05	244,06	243,06	247,07	247,07	251,08	252,09	257,10	258,10	259,10	262,11

Zadanie A (20 pkt)

Ameryk to promieniotwórczy pierwiastek otrzymany po raz pierwszy w 1944 roku w ramach Projektu Manhattan. Na większą skalę (kilku gramów rocznie) ^{241}Am jest produkowany w reaktorach jądrowych w wyniku łańcuchowej reakcji bombardowania ^{238}U neutronami (1 i 3) i przemian β^- (2 i 4). W śladowych ilościach niektóre izotopy ameryku mogły występować wraz z rudami uranowymi, np. w Oklo w Gabonie (na zachodnim wybrzeżu środkowej Afryki) gdzie ok. 2 mld lat temu działał powstały naturalnie reaktor jądrowy.

Do najważniejszych izotopów należą ^{241}Am i ^{243}Am . Izotop ^{241}Am jest najbardziej powszechnym źródłem promieniowania α w domowych czujnikach dymu. Emitowane cząstki α to jądra helu, które są stosunkowo ciężkie i mają duży ładunek elektryczny wynikający z obecności protonów.

Ze względu na swoją radiotoksyczność, obecność ameryku w organizmie człowieka podlega ścisłym ograniczeniom. Maksymalna dopuszczalna aktywność ^{241}Am w organizmie wynosi 18 kBq. ^{241}Am jest materiałem rozszczepialnym, podobnie jak ^{235}U czy ^{239}Pu , co oznacza, że mógłby być stosowany jako paliwo jądrowe, jego promień krytyczny wynosi 11,5 cm, a masa krytyczna 83 kg.

1. Zapisz równania przemian 1, 2, 3 i 4. Wyjaśnij, czy pierwiastek powstały w wyniku przemiany 3 można również otrzymać w reaktorze jądrowym w wyniku bombardowania ^{238}U przyspieszonymi cząstkami α ? Jeśli tak, napisz równanie, jeśli nie uzasadnij dlaczego. (6 pkt.)
2. Zapisz równie przemiany, jaka zachodzi w domowych czujnikach dymu oraz wyjaśnij jaką rolę w tych czujnikach pełni emitowana cząstka α (nazwij zachodzące zjawisko). (2 pkt.)

- Wyjaśnij, dlaczego źródła promieniowania alfa wykorzystywane w czujnikach dymu nie stanowią zagrożenia, a są niebezpieczne w przypadku ich wniknięcia do organizmu (np. drogą oddechową). (2 pkt.)
- Oblicz masę ^{241}Am , która odpowiada aktywności 18 kBq wiedząc, że stała rozpadu $k \approx 5,08 \times 10^{-11} \text{ s}^{-1}$ i stała Avogadro wynosi $6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. Wynik podaj w mikrogramach. (4 pkt.)
- Oblicz gęstość ^{241}Am korzystając z masy i promienia krytycznego, wynik podaj w g/cm^3 . Przyjmij $\pi = 3,14$. (2 pkt.)
- Próbka laboratoryjna ameryku o masie 1,0 g zawiera mieszaninę dwóch izotopów: ^{241}Am i ^{243}Am . Średnia masa molowa próbki wynosi 241,6 g/mol. Oblicz procentową zawartość izotopów w próbce wiedząc, że masa molowa $^{241}\text{Am} = 241,0568 \text{ g/mol}$ oraz masa molowa $^{243}\text{Am} = 243,0614 \text{ g/mol}$. Oblicz masę ^{243}Am w tej próbce w miligramach. (4 pkt.)

Zadanie B (20 pkt)

Octan etylu ulega hydrolizie zasadowej. Badano szybkość reakcji w temperaturze 20°C przy różnych stężeniach estru i zasady sodowej, otrzymując następujące dane:

Pomiar	Stężenie estru [mol/dm^3]	Stężenie NaOH [mol/dm^3]	Szybkość reakcji [$\text{mol}/(\text{dm}^3 \text{ s})$]
1	0,1	0,5	$5,5 \times 10^{-3}$
2	0,2	0,5	$1,1 \times 10^{-2}$
3	0,1	2	$2,2 \times 10^{-2}$

Szybkość reakcji hydrolizy tego estru wzrasta 3-krotnie przy wzroście temperatury o 10°C .

- Zapisz równanie reakcji. (1 pkt.)
- Wyznacz rząd reakcji względem estru i względem jonów hydroksylowych. Odpowiedź uzasadnij obliczeniami. (4 pkt.)
- Jaki jest całkowity rząd reakcji? (1 pkt.)
- Zapisz równanie kinetyczne tej reakcji. (2 pkt.)
- Oblicz stałą szybkości reakcji i podaj właściwą jednostkę. (2 pkt.)
- Jak zmieni się szybkość hydrolizy przy dwukrotnym wzroście stężenia NaOH i jednoczesnym trzykrotnym zmniejszeniem stężenia estru? (2 pkt.)
- Oblicz, o ile zmieni się szybkość reakcji przy wzroście temperatury z 20°C do 60°C . (4 pkt.)
- Oblicz szybkość hydrolizy przy stężeniu estru równym $0,2 \text{ mol/dm}^3$ w roztworze o $\text{pH}=12$ oraz w temperaturze 30°C . (4 pkt.)

Zadanie C (20 pkt)

Kompleksometria jest metodą analizy miareczkowej pozwalającą na szybkie i proste oznaczanie stężenia jonów metali w roztworze poprzez ich reakcję z np. EDTA, która zachodzi w stosunku molowym 1:1. Oznaczanie jonów wapnia i magnezu, za pomocą miareczkowania z EDTA, prowadzi się w środowisku alkalicznym wobec odpowiedniego wskaźnika. Przy $\text{pH } 12\text{--}13$ jony Mg^{2+} ulegają strąceniu w postaci $\text{Mg}(\text{OH})_2$, dzięki czemu w roztworze pozostają wyłącznie jony Ca^{2+} , które można oznaczyć kompleksometrycznie. Prowadząc oznaczenie kompleksometryczne w środowisku amoniakalnym ($\text{pH} = 10$) wobec wskaźnika możliwe jest oznaczenie sumy jonów wapnia i magnezu. W wodach naturalnych mogą występować również inne jony metali, p. jony żelaza(II) i żelaza(III), które reagują z EDTA.

Pobrano 5 próbek naturalnej wody o objętości 50 cm^3 do kolb stożkowych, dodano bufor amoniakalny do $\text{pH} = 10$ oraz czerń eriochromową T (wskaźnik). Próbki zmiareczkowano za pomocą EDTA (o stężeniu $0,05218 \text{ mol/dm}^3$) uzyskując następujące objętości: $V_1 = 28,50$; $V_2 = 28,54$; $V_3 = 28,50$; $V_4 = 28,60$; $V_5 = 28,55 \text{ cm}^3$. Następnie ponownie pobrano 5 próbek wody o objętości 50 cm^3 , wprowadzono do kolb stożkowych i przeprowadzono miareczkowanie za pomocą EDTA (o stężeniu $0,05218 \text{ mol/dm}^3$) w $\text{pH } 12\text{--}13$ w obecności mureksydu jako wskaźnika. Zużyto następujące objętości EDTA: $V_1 = 16,50$; $V_2 = 16,60$; $V_3 = 16,55$; $V_4 = 16,50$; $V_5 = 16,55 \text{ cm}^3$.

- Wyjaśnij, jakie jony metali są oznaczane podczas miareczkowania przy $\text{pH} = 10$, a jakie podczas miareczkowania przy $\text{pH} = 12\text{--}13$. (1 pkt.)

2. Uzasadnij, dlaczego w analizie jonów Ca^{2+} i Mg^{2+} tej samej próbki wody konieczne jest prowadzenie miareczkowania w dwóch różnych zakresach pH, mimo że w obu etapach stosowany jest ten sam titrant. (1 pkt.)
3. Oblicz średnie objętości zużytego roztworu EDTA w obu etapach miareczkowania. Następnie oblicz: stężenie molowe jonów Ca^{2+} oraz stężenie molowe jonów Mg^{2+} w badanej próbce wody. (4 pkt.)
4. Przelicz obliczone stężenia jonów Ca^{2+} i Mg^{2+} na ich zawartość w wodzie w jednostkach mg/dm^3 . (2 pkt.)
5. Jakie jest stężenie jonów Mg^{2+} w wodzie o $\text{pH}=12$, jeżeli K_{so} dla $\text{Mg}(\text{OH})_2$ wynosi $5,6 \times 10^{-12}$. (2 pkt.)
6. Wyjaśnij, dlaczego w wodach naturalnych zawierających jony Ca^{2+} i Mg^{2+} często występują również jony wodorowęglanowe HCO_3^- . Zapisz odpowiednie równania reakcji chemicznych zachodzących w środowisku naturalnym. (2 pkt.)
7. Woda po przegotowaniu wykazuje mniejszą twardość. Podaj nazwę tej twardości. Uzasadnij odpowiedź, zapisując równania reakcji chemicznych zachodzących podczas gotowania wody. (3 pkt.)
8. W wodach naturalnych mogą występować jony $\text{Fe}(\text{II})$ i $\text{Fe}(\text{III})$, które również reagują z EDTA. Wyjaśnij, w jaki sposób obecność tych jonów może wpłynąć na wynik oznaczenia twardości całkowitej za pomocą miareczkowania przy użyciu EDTA. Zapisz równanie reakcji utleniania jonów Fe^{2+} do Fe^{3+} przez tlen rozpuszczony w wodzie oraz równanie reakcji wytrącania osadu zawierającego Fe^{3+} . (3 pkt.)
9. Przy jakim pH zaczyna wytrącać się $\text{Fe}(\text{OH})_2$ przy stężeniu jonów $\text{Fe}^{2+}=1 \text{ mmol/dm}^3$ ($K_{\text{so}}=4,8 \times 10^{-16}$). (2 pkt.)

Zadanie D (20 pkt)

Jednym z pierwszych ogniów będących źródłem prądu stałego było ogniwo Volty. Skonstruowane było ono z zanurzonych w roztworze kwasu siarkowego (VI) blaszek: cynkowej i miedzianej, a naczynia połączono kluczem elektrolitycznym.

W warunkach laboratoryjnych skonstruowano uproszczoną wersję tego ogniwa poprzez zanurzenie obu blaszek połączonych przewodnikiem w jednym naczyniu wypełnionym H_2SO_4 . Każda z blaszek miała masę 50g. Użyto 400 cm^3 roztworu elektrolitu, a jego początkowe stężenie wynosiło $0,5 \text{ mol/dm}^3$.

Przy odpowiedziach załóż konstrukcję ogniwa w jednym naczyniu.

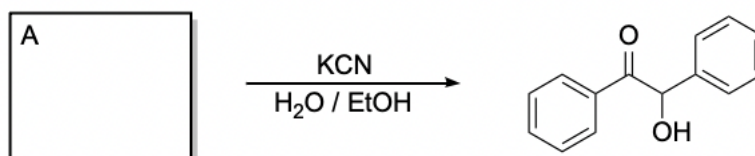
1. Oblicz SEM pracującego ogniwa w warunkach standardowych. (2 pkt)
2. Zapisz reakcje zachodzące na katodzie oraz anodzie oraz reakcję sumaryczną. (3pkt)
3. Zapisz schemat ogniwa w konwencji sztokholmskiej. Uwzględnij stan skupienia substancji biorących udział w reakcjach ogniwa, ładunki elektrod oraz podaj kierunek przepływu elektronów. (4pkt)
4. Po pewnym czasie z roztworu elektrolitu wyjęto obie płytki. Roztwór elektrolitu zobojętniono 188 cm^3 roztworu zasady potasowej o stężeniu $0,5 \text{ mol/dm}^3$. Oblicz końcową masę płytki cynkowej. Załóż, że objętość elektrolitu w trakcie pracy ogniwa nie uległa zmianie oraz $M_{\text{Zn}}=65,39 \text{ g/mol}$. (5pkt)
5. Potencjał półogniwa w warunkach innych niż standardowe można policzyć z równania Nernsta. Oblicz potencjał półogniwa cynkowego w temperaturze 25°C w momencie, gdy masa płytki cynkowej wyniosła 43,4 g. Załóż, że objętość elektrolitu w trakcie pracy ogniwa nie uległa zmianie oraz $M_{\text{Zn}}=65,39 \text{ g/mol}$. (4pkt)
6. Zaproponuj na jaki inny elektrolit można by zmienić kwas siarkowy (VI), aby otrzymać ogniwo w którym oba półogniwa będą metaliczne. Zapisz nową reakcję zachodzącą na jednym z półogniów. (2 pkt)

Zadanie E (20 pkt)

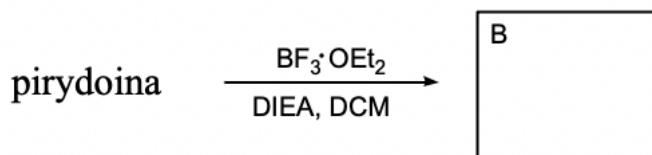
Kondensacja benzoinowa została po raz pierwszy opisana w 1832 roku przez Justusa von Liebiga i Friedricha Wöhlera podczas badań nad olejkami z gorzkich migdałów. Reakcja ta odegrała ważną rolę w rozwoju chemii organicznej, ponieważ pozwala na łączenie dwóch cząsteczek aldehydu w jedną, bardziej złożoną cząsteczkę. W ujęciu chemicznym kondensacja benzoinowa jest reakcją addycji zachodzącą pomiędzy aldehydami aromatycznymi. W syntezie organicznej reakcja ta najczęściej przebiega w obecności jonów cyjankowych. Istnieją jednak również inne sposoby jej przeprowadzania. W 1958 roku Ronald Breslow zaproponował wykorzystanie tiaminy (witaminy B₁) jako katalizatora, co pokazało, że podobne reakcje mogą zachodzić także w układach biologicznych.

W niniejszym zadaniu zapoznasz się z podstawowym mechanizmem kondensacji benzoinowej oraz przeanalizujesz jej znaczenie jako przykładu reakcji kondensacji w chemii organicznej.

1. Uzupełnij schemat syntezy benzoiny podając wzór substancji A (strukturalny, grupowy lub szkieletowy). (2 pkt.)



2. Wskaż na karcie odpowiedzi, jaką rolę pełnią jony CN⁻ w tej reakcji. (2 pkt.)
zasada Lewisa, karbokation, nukleofil, elektrofil, inhibitor, katalizator, karboanion
3. Substancja A daje pozytywny wynik próby Trommera. Zapisz równanie reakcji opisującą przebieg tej próby. Zapisz również odpowiednie reakcje połówkowe. (3 pkt.)
4. Co można zaobserwować podczas wykonywania próby Trommera dla związku A? (1 pkt.)
5. Czy związek A może ulegać kondensacji aldolowej? Odpowiedź uzasadnij. (2 pkt.)
6. W analogiczny sposób można otrzymać α -pirydoinę. Napisz odpowiednie równanie reakcji, wiedząc, że substratem w syntezie jest aldehyd pikolinowy. Aldehyd pikolinowy to związek o masie molowej 107,11 g/mol. W przeciwieństwie do aldehydu benzoowego, związek ten posiada atom azotu, zamiast atom węgla w układzie aromatycznym. Do syntezy należy użyć izomer, gdzie grupa funkcyjna znajduje się w pozycji 2 (numerację w tym przypadku rozpoczyna się od heteroatomu). (3 pkt.)
7. Związek ten występuje, w przeciwieństwie do benzoiny, w formie z dwiema grupami hydroksylowymi. Narysuj tę formę i wyjaśnij, dlaczego ta forma jest bardziej stabilna. (2 pkt.)
8. α -Pirydoina może ulegać reakcji z eteratem BF₃, prowadząc do otrzymania związku z nowymi, sześciocząłkowymi pierścieniami zawierającymi grupę BF₂. W wyniku tej reakcji powstaje barwnik fluorescencyjny o wysokiej wydajności kwantowej fluorescencji. Dokończ równanie reakcji otrzymywania tego barwnika, podając wzór związku B (strukturalny, grupowy lub szkieletowy). (2 pkt.)



9. Kondensacja aldehydu pikolinowego zachodzi z wydajnością 85%. Oblicz, z jaką wydajnością zachodzi reakcja powstałego produktu kondensacji z eteratem BF₃, jeśli do reakcji wykorzystano 3 g aldehydu a otrzymano 1,1 g barwnika. (3 pkt.)

KONIEC