Okręgowa Komisja Egzaminacyjna w Krakowie: Al. F. Focha 39, 30–119 Kraków
tel. (012) 427–27–20 fax (012) 427–28–45 e-mail: oke@oke.krakow.pl http://www.oke.krakow.pl

Opis wymagań do pisemnego egzamin dojrzałości

z chemii w roku szkolnym 2002/2003

1. Założenia ogólne
2. Opis wymagań egzaminacyjnych
3. Opis zestawu zadań egzaminacyjnych
4. Zasady oceniania zadań zdających
5. Załączniki
   - przykładowe zadania z zestawu dla młodzieży
   - model odpowiedzi i schemat punktowania przykładowych zadań
   - przykładowe zadanie z zestawu dla dorosłych
   - model odpowiedzi i schemat punktowania przykładowego zadania

Opracowanie:
Główny Egzaminator Chemii
Okręgowej Komisji Egzaminacyjnej
w Krakowie

Październik 2002

Założenia ogólne

Zgodnie z § 2 ust. 2 i ust. 3 Rozporządzeniem MEN z dnia 21 marca 2001 w sprawie warunków i sposobu oceniania, klasyfikowania i promowania uczniów i słuchaczy oraz przeprowadzania egzaminów i sprawdzianów w szkołach publicznych (Dz. U Nr 29 z 2001r. poz. 323 z późniejszymi zmianami (Dz.U. Nr 128 poz.1419, Dz.U. Nr: poz.) od roku szkolnego 2001/2002 chemia jest przedmiotem, który może być wybierany w części pisemnej egzaminu dojrzałości przez absolwentów wszystkich typów szkół średnich, zarówno dla młodzieży jak i dla dorosłych.

Zgodnie z § 8 cytowanego wyżej Rozporządzenia MEN tematy części pisemnej egzaminu ustala kurator oświaty, a zakres wymagań egzaminacyjnych należy dostosować do wymagań programowych dla danego typu szkoły (profilu kształcenia).

Opis wymagań egzaminacyjnych

Tematy i zadania pisemnego egzaminu dojrzałości będą oparte na treściach zawartych w Podstawie Programowej kształcenia ogólnego dla szkół ponadpodstawowych (Rozporządzenie Ministra Edukacji Narodowej i Sportu z dnia 26 lutego 2002 załącznik 6, Dz.U. Nr. Poz.):

1. Współczesny, uproszczony model budowy atomu; izotopy
2. Współczesny układ okresowy pierwiastków; zależność pomiędzy budową atomów a właściwościami pierwiastków i ich położeniem w układzie okresowym
3. Wiązania chemiczne: atomowe i jonowe
4. Reakcje chemiczne - ich opis i zapis; typy reakcji chemicznych (synteza, analiza, wymiana); mol; ilościowa interpretacja przemiany chemicznej; szybkość przemiany chemicznej; reakcje endo- i egzoenergetyczne; stopień utlenienia, najprostsze reakcje utlenienia i redukcji
5. Roztwory, rozpuszczalność, stężenie roztworu
6. Tlenki, zasady, kwasy, sole - nazewnictwo, właściwości i zastosowanie
7. Dysocjacja elektrolityczna; wskaźniki kwasowo-zasadowe, skala pH; reakcje w roztworach wodnych reakcje zobojętniania i reakcje strąceniowe; odczyn wodnych roztworów soli
8. Węglowodory nasycone i nienasycone - nazewnictwo, izomeria, właściwości, reakcje charakterystyczne, zastosowania; benzen jako przedstawiciel węglowodorów aromatycznych
9. Proste jednofunkcyjne pochodne węglowodorów: alkohole, aldehydy i ketony, kwasy karboksylowe i ich pochodne - nazewnictwo, otrzymywanie, właściwości, zastosowanie
10. Najważniejsze dwufunkcyjne pochodne węglowodorów - występowanie, właściwości i zastosowanie; glicyna jako przedstawiciel aminokwasów; peptydy i białka; glukoza jako przykład cukrów prostych; sacharoza i skrobia jako przykłady cukrów złożonych.

Opis zestawu zadań egzaminacyjnych

Zgodnie z § 11 ust. 1 pkt. 3 cytowanego wyżej Rozporządzenia MEN w części pisemnej egzaminu dojrzałości zdający wybiera trzy tematy (zadania) spośród pięciu ogłoszonych tematów (zadań). Na część pisemną egzaminu dojrzałości przeznacza się po 300 minut na każdy przedmiot, odliczając czas przeznaczony na podanie i zapisanie tematów, (§ 12 pkt.1).
Podczas egzaminu zdający mogą korzystać z dołączonych do zestawu zadań tablic oraz z kalkulatorów.

Zestaw egzaminacyjny obejmuje tematy (zadania) oparte o zagadnienia z pełnego zakresu treści podstawy programowej z uwzględnieniem treści realizowanych w klasach profilowanych oraz sprawdzające osiągnięcia zawarte w podstawie programowej.

- ✓ Zestaw zawiera 5 tematów (zadań), z których zdający wybiera trzy i ich rozwiązania przedstawia do oceny
- ✓ Każdy temat (zadanie) zawiera taka samą ilość poleceń przeznaczonych do rozwiązania przez zdających kończących klasy o profilu ogólnym i zdających kończących klasy profilowane. Zestawy poleceń będą się różniły stopniem trudności poleceń i zakresem sprawdzanych treści wynikającym z realizacji różnych programów nauczania
- ✓ Każdy temat (zadanie) zawiera polecenia przeznaczone do rozwiązania przez wszystkich zdających, niezależnie od profilu klasy, do której uczęszczali i liczby godzin chemii realizowanych w cyklu kształcenia. Polecenia te oznaczono literami: **A, B,.....** (bez dodatkowych oznaczeń)
- ✓ Zdający, którzy realizowali nauczanie chemii w wymiarze mniejszym niż 8 godzin w cyklu kształcenia, np. klasy o profilu ogólnym, obok poleceń **A, B.**... rozwiązują polecenia oznaczone jedną gwiazdką (np. **G***.....) - zestaw poleceń w jednym zadaniu obejmuje wówczas polecenia **A, B, ... G*, H*.....**
- ✓ Zdający z klas realizujących chemię w wymiarze minimum 8 godzin w cyklu kształcenia, np. klasy o profilu biologiczno-chemicznym, obok poleceń **A, B....** rozwiązują polecenia oznaczone dwoma gwiazdkami (np. **G****....) - zestaw poleceń w jednym zadaniu obejmuje wówczas polecenia **A, B, ... G**, H****....**
- ✓ Każde zadanie egzaminacyjne jest punktowane w skali od 0 do 30 punktów zarówno w zestawie dla zdających z klas ogólnych jak i klas profilowanych. Nie przewiduje się tzw. punktów do dyspozycji nauczyciela.
- ✓ Podczas rozwiązywania zadań należy używać poprawnego języka chemicznego, prezentować tok rozumowania, a w zadaniach rachunkowych pamiętać o jednostkach.
- ✓ Nie wolno używać korektorów, ani czerwonego lub zielonego atramentu lub tuszu, gdyż są one zarezerwowane dla komisji egzaminacyjnych i egzaminatorów.

Zasady oceniania odpowiedzi zdających

Ocenianie rozwiązań zdających odbywa się w analogiczny sposób jak w latach ubiegłych.

1. Rozwiązania poszczególnych zadań oceniane są w oparciu o punktowe kryteria oceny.
2. Oceniający prace korzystają z modelu odpowiedzi i kryteriów oceniania zadań oraz z tabeli punktów przeliczeniowych na oceny szkolne.
3. Podczas oceniania rozwiązań nauczyciele – egzaminatorzy zwracać będą uwagę na:
   - poprawność merytoryczną odpowiedzi, (odpowiedzi uczniów mogą odbiegać od modelowych w podanych w kryteriach oceniania),
   - poprawność rozwiązań zadań, w których pominięcie cząstkowych obliczeń lub prezentacji sposobu rozumowania może spowodować utratę punktów.
4. Ocenianiu podlegają tylko te fragmenty pracy zdającego, które dotyczą polecenia. Komentarze, nawet poprawne, wykraczające poza zakres polecenia nie podlegają ocenianiu.
5. W przypadku wątpliwości podczas oceniania nauczyciele - egzaminatorzy korzystają z możliwości konsultacji zorganizowany przez Kuratorium Oświaty.
6. Warunkiem uzyskania oceny pozytywnej z części pisemnej egzaminu dojrzałości z chemii jest otrzymanie za rozwiązanie zadań minimum 40% punktów, w tym za jedno zadanie co najmniej 60% pkt.

Załączniki

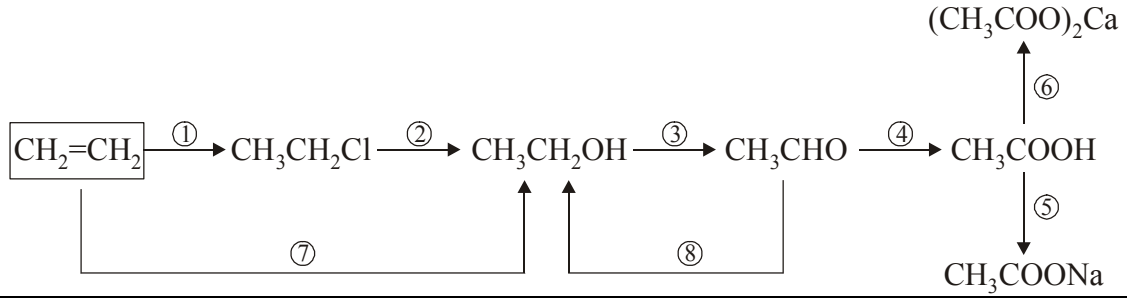
1. Przykładowe zadania z zestawu zadań dla młodzieży z roku 2001/2002
2. Model odpowiedzi i schemat punktowania zadań z roku 2001/2002

3. Przykładowe zadania z zestawu zadań dla dorosłych z roku 2001/2002
4. Model odpowiedzi i schemat punktowania zadań z roku 2001/2002

Załącznik 1. Przykładowe zadania z zestawu dla młodzieży

Zadanie 1.

Poniżej przedstawiono schemat reakcji otrzymywania różnych związków organicznych z etenu (etylenu):



UWAGA	**rozwiązując poszczególne polecenia pamiętaj aby wzory związków organicznych przedstawiać w formie półstrukturalnej.**

A. Przedstaw za pomocą równań chemicznych reakcje zaznaczone na powyższym schemacie.

B. Podaj nazwy organicznych produktów powyższych reakcji.

C. Oblicz ile gramów związku organicznego powstanie w reakcji nr 7, zakładając, że reakcja ta przebiega z wydajnością 80 %, a do reakcji użyto 2,8 g etenu.

D. Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 50 g substancji powstającej w reakcji nr 4 w 150 gramach wody destylowanej.

E. Jaki jest odczyn roztworu substancji powstającej w reakcji nr 5. Uzasadnij odpowiedź pisząc odpowiednie równania reakcji w formie cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej.

F*. Napisz wzory półstrukturalne i podaj nazwy czterech związków o wzorze sumarycznym C_6H_{12} pamiętając, aby przynajmniej jeden z nich zawierał łańcuch rozgałęziony.

F**. Z substancji powstającej w reakcji nr 2 i 7 można bezpośrednio otrzymać substancję powstającą w reakcji nr 4. Przebieg tej reakcji wymaga zastosowania silnego utleniacza np. manganianu(VII) potasu. Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji z użyciem tego utleniacza w środowisku kwasu siarkowego(VI). Współczynniki stechiometryczne należy uzgodnić metodą bilansu elektronowego.

G*. Zapisz równania reakcji całkowitego spalania etanu i etenu. Oblicz objętość powietrza (w warunkach normalnych) potrzebną do całkowitego spalenia mieszaniny złożonej z 15 dm^3 etanu i 15 dm^3 etenu, przyjmując, że powietrze zawiera 20 % objętościowych tlenu.

G**. Roztworowi substancji powstającej w reakcji 4 o stężeniu 0,1 mol/dm^3 odpowiada pH = 3.
Oblicz przybliżoną wartość stopnia dysocjacji CH_3COOH w tym roztworze i stałą dysocjacji tego kwasu.

H*. Substancję powstającą w reakcji nr 1 można również otrzymać z etanu. Napisz równanie otrzymywania tej substancji z etanu, określ typ tej reakcji posługując się podziałem charakterystycznym dla chemii organicznej, oraz warunek jej przebiegu.

H**. Oblicz entalpię reakcji: $C_2H_{4(g)} + 3\ O_{2(g)} = 2\ CO_{2(g)} + 2\ H_2O_{(g)}$
znając standardowe entalpie tworzenia CO_2 i C_2H_2 :
$\Delta H^0_{tw}\ (CO_{2\ (g)}) = -393$ kJ/mol
$\Delta H^0_{tw}\ (C_2H_{4\ (g)}) = 52$ kJ/mol,
oraz entalpię tworzenia $H_2O_{(g)}$, która wynosi – 242 kJ/mol.

Zadanie 2.
Poniżej przedstawiono szereg problemów związanych z właściwościami chloru:

A. Określ budowę atomu chloru (^{35}Cl) podając:
- skład jądra atomowego,
- konfigurację elektronową.

B. Do celów laboratoryjnych chlor można otrzymać między innymi działając w podwyższonej temperaturze kwasem solnym na tlenek manganu(IV). Produktami tej reakcji oprócz chloru są: chlorek manganu(II) i woda.

Napisz równanie opisanej reakcji (współczynniki stechiometryczne należy dobrać metodą bilansu elektronowego). Oblicz jaką objętość (w dm^3) w warunkach normalnych zajmie chlor, jeżeli w reakcji użyto 50 cm^3 20 % kwasu o gęstości $\rho = 1{,}1\ g/cm^3$, przy założeniu, że reakcja przebiega ze 100 % wydajnością.

C. Chlor reaguje z wieloma pierwiastkami. Między innymi z sodem, który spalany w chlorze tworzy chlorek sodu. Napisz równanie reakcji syntezy chlorku sodu.
Pisząc konfigurację elektronową atomów i jonów obu pierwiastków oraz uwzględniając wartości ich elektroujemności wyjaśnij jak dochodzi do utworzenia wiązania. Określ typ tego wiązania.

D. W dwóch probówkach znajdują się wodne roztwory chlorku sodu i chlorku glinu. Opisz dwie różne metody identyfikacji tych soli. Uzasadnij swoje propozycje pisząc odpowiednie równania reakcji, lub zaznaczając, że reakcja nie zachodzi.

E. Oblicz zawartość procentową czystego NaCl w pewnej próbce, jeżeli rozpuszczono w wodzie 0,9 g substancji a następnie dodano nadmiar roztworu $AgNO_3$ aż do całkowitego wytrącenia osadu. Po wysuszeniu osad ważył 1,96 gramów.

F*. Chlor w pewnych warunkach tworzy tlenki, w których występuje na I, III, IV, VI i VII stopniu utlenienia.
- Napisz wzory tlenków chloru na I, III i VII stopniu utlenienia.
- Tlenki chloru mają charakter kwasowy. Reagują w określonych warunkach z zasadami. Napisz równania reakcji tlenku chloru(III) i tlenku chloru(VII) z NaOH, oraz podaj nazwy tlenowych soli chloru będących produktami tych reakcji (kwasy, których pochodnymi są te sole to kwasy jednoprotonowe).

F**. Na skalę techniczną chlor otrzymuje się przeprowadzając elektrolizę stopionego NaCl lub jego wodnego roztworu.
Napisz równania reakcji elektrodowych, które zachodzą podczas elektrolizy stopionego NaCl i jego wodnego roztworu. Oblicz ile dm^3 chloru (w warunkach normalnych) można otrzymać poddając elektrolizie 29,25 g stopionego chlorku sodu, przy założeniu 80 % wydajności procesu elektrolizy.

G*. Przeprowadzono następujące doświadczenie.
Do 3 probówek zawierających roztwory: KF, KBr, KI dodano wodę chlorową.

Za pomocą równań reakcji przedstaw przemiany zachodzące w poszczególnych probówkach lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi. Sformułuj wniosek, który wynika z tego doświadczenia.

Uwaga: W równaniach reakcji należy w uproszczeniu stosować wzór Cl_2 dla wody chlorowej.

G**. Podczas rozcieńczania $SbCl_3$ w wodzie wytrąca się biały osad SbOCl i po pewnym czasie ustala się stan równowagi, który możemy zilustrować równaniem:

$$SbCl_3 + H_2O \rightleftharpoons SbOCl + 2\ HCl$$

Określ, w którą stronę przesunie się równowaga tej reakcji, jeżeli do układu dodamy więcej wody. Swój wniosek uzasadnij w oparciu o regułę przekory.

Załącznik 2. Model odpowiedzi i schemat punktowania przykładowych zadań z zestawu dla młodzieży – egzamin dojrzałości 2001/2002

Model odpowiedzi i punktacja zadań – zestaw dla abiturientów, którzy realizowali chemię w wymiarze mniejszym niż 8 godzin w cyklu kształcenia

1. Punkty przyznawane są za całkowicie poprawne rozwiązanie. W wypadku poprawnej ale niepełnej odpowiedzi należy przyznać połowę punktów.
2. Jeżeli polecenie brzmiało „zapisz równanie reakcji" – nie przydziela się punktów za zapisanie schematu procesu.
3. Brak jednostek w obliczeniach obniża punktacje o 0,5 pkt.
4. Inne niż modelowe rozwiązanie należy ocenić zgodnie z podaną punktacją.

Zadanie 1.

Pole-cenie	Model odpowiedzi	Kryterium	Punktacja
A	$C_2H_4 + HCl = CH_3{-}CH_2{-}Cl$	Zapis 8 równań reakcji	8x1=**8,0**
	np. $CH_3{-}CH_2{-}Cl + KOH = CH_3{-}CH_2{-}OH + KCl$		
	$CH_3{-}CH_2{-}OH + CuO = CH_3{-}CHO + Cu + H_2O$		
	np. $CH_3{-}CHO + Ag_2O = CH_3{-}COOH + 2\ Ag$		
	np. $CH_3{-}COOH + NaOH = CH_3{-}COONa + H_2O$		
	np. $2\ CH_3{-}COOH + CaO = (CH_3{-}COO)_2Ca + H_2O$		
	$C_2H_4 + H_2O = CH_3{-}CH_2{-}OH$		
	$CH_3{-}CHO + H_2 = CH_3{-}CH_2{-}OH$		
B	$CH_3{-}CH_2{-}Cl$ chloroetan (chlorek etylu)	Za podanie 6 nazw	6x0,5=**3,0**
	$CH_3{-}CH_2{-}OH$ etanol (alkohol etylowy)		
	$CH_3{-}CHO$ etanal (aldehyd octowy)		
	$CH_3{-}COOH$ kwas etanowy (octowy)		
	$CH_3{-}COONa$ octan (etanian) sodu		
	$(CH_3{-}COO)_2Ca$ octan (etanian) wapnia		
C	3,68 g ≈ 3,7 g	Za obliczenie	**3,0**
D	Stężenie = 25 %	Za obliczenie	**3,0**
E	$CH_3{-}COONa + H_2O = CH_3{-}COOH + NaOH$	Za 3 równania reakcji	3x0,5=**1,5**
	$CH_3{-}COO^- + Na^+ + H_2O = CH_3{-}COOH + Na^+ + OH^-$		
	$CH_3{-}COO^- + H_2O = CH_3{-}COOH + OH^-$		
	Odczyn zasadowy (alkaliczny)	Za określenie odczynu	**0,5**

F*	np. $CH_2{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$ 1–heksen (heks–1–en)	Za każdy poprawny wzór i nazwę (należy uwzględniać również wzory cykloalkanów)	4x1,0=**4,0**
	$CH_3{-}CH{=}CH{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$ 2–heksen (heks–2–en)		
	$CH_3{-}CH_2{-}CH{=}CH{-}CH_2{-}CH_3$ 3–heksen (heks–3–en)		
	$CH_2{=}CH{-}\underset{\underset{CH_3}{\vert}}{CH}{-}CH_2{-}CH_3$ 3–metylo–1–heksen (3–metyloheks–1–en)		
G*	$2C_2H_6 + 7O_2 = 4CO_2 + 6H_2O$ $C_2H_4 + 3O_2 = 2CO_2 + 2H_2O$	Za 2 równania reakcji	2x0,5=**1,0**
	487,5 dm^3 powietrza	Za obliczenie	**3,0**
H*	$CH_3{-}CH_3 + Cl_2 = CH_3{-}CH_2{-}Cl + HCl$	Za równanie reakcji	**1,0**
	Reakcja substytucji	Za typ reakcji	**1,0**
	Zachodzi w obecności światła UV	Za określenie warunku	**1,0**
F**	$5CH_3CH_2OH + 4KMnO_4 + 6H_2SO_4 = 5CH_3COOH + 4MnSO_4 + 2K_2SO_4 + 11H_2O$	Za ułożenie równania (podanie substratów i produktów reakcji)	2x1=**2,0**
	$\overset{VII}{Mn} + 5e \rightarrow \overset{II}{Mn}$ | 5 | 4 $\overset{-I}{C} - 4e \rightarrow \overset{III}{C}$ | 4 | 5	Za bilans elektronowy Za dobranie współczynników stechiometrycznych	2x1=**2,0**
G**	$\alpha = 0,01$ (1 %)	Za obliczenie α	**2,0**
	$K = 10^{-5}$	Za obliczenie K	**2,0**
H**	$\Delta H^0 = -1322$ kJ/mol	Za obliczenie	**3,0**

Zadanie 2.

Polecenie	Model odpowiedzi	Kryterium	Punktacja
A	W skład jądra wchodzi: 17 protonów, 18 neutronów	Za skład jądra	**1,0**
	Konfiguracja elektronowa: $K^2\ L^8\ M^7$ lub $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ lub $[Ne]3s^2 3p^5$	Za zapis konfiguracji	**1,0**
B	$MnO_2 + 4\ HCl = MnCl_2 + 2\ H_2O + Cl_2$	Za równanie reakcji	**1,0**
	$\overset{IV}{Mn} + 2\ e \rightarrow \overset{II}{Mn}$ | 2 | 1 $\overset{-I}{Cl} - 1\ e \rightarrow \overset{0}{Cl}$ | 1 | 2	Za ułożenie bilansu	**1,0**
	1,69 dm^3 Cl_2	Za obliczenie	**4,0**
C	$2\ Na + Cl_2 = 2\ NaCl$	Za równanie reakcji	**1,0**
	[Na] $K^2\ L^8\ M^1$ oddając 1 e tworzy $[Na^+]\ K^2\ L^8$ lub [Na] – $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$ oddając 1 e tworzy $[Na^+]\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6$	Za konfigurację elektronową atomów i jonów	2x1=**2,0**
	[Cl] $K^2\ L^8\ M^8\ N^7$ przyjmuje 1 e tworzy $[Cl^-]\ K^2\ L^8\ M^8\ N^8$ lub [Cl] $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ przyjmuje 1 e tworzy $[Cl^-]\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$		
	Stwierdzenie: *wiązanie polega na elektrostatycznym przyciąganiu się jonów* lub *przedstawienie schematu tworzenia wiązania jonowego*	Za wyjaśnienie istoty wiązania	**1,0**
	Różnica elektroujemności: 2,1	Za obliczenie	**0,5**
	Wiązanie jonowe	Za typ wiązania	**0,5**
D	np. Badamy odczyn roztworów za pomocą wskaźników: NaCl – odczyn obojętny; nie ulega hydrolizie; $AlCl_3$ – odczyn kwaśny: $Al^{3+} + 3\ H_2O = Al(OH)_3 + 3\ H^+$ np. Dodajemy do obu roztworów NaOH: w probówce z NaCl osad nie wytrącił się w probówce z $AlCl_3$ wytrąca się osad $Al(OH)_3$ $AlCl_3 + 3\ NaOH = Al(OH)_3 + 3\ NaCl$	Opis toku postępowania Za równania reakcji (zapis jonowy lub cząsteczkowy)	2x1,5=**3,0** 2x1=**2,0**
E	88,8 %	Za obliczenie	**4,0**
F*	Cl_2O, Cl_2O_3, Cl_2O_7	Za wzory tlenków	3x0,5=**1,5**
	$Cl_2O_3 + 2\ NaOH = 2\ NaClO_2 + H_2O$ chloran(III) sodu	Za 2 równania reakcji Za 2 nazwy soli	2x1=**2,0** 2x0,5=**1,0**
	$Cl_2O_7 + 2\ NaOH = 2\ NaClO_4 + H_2O$ chloran(VII) sodu		
G*	$KF + Cl_2 \rightarrow$ reakcja nie zachodzi	Za wskazanie: reakcja nie zachodzi	**0,5**
	$2\ KBr + Cl_2 = 2\ KCl + Br_2$ $2\ KI + Cl_2 = 2\ KCl + I_2$	Za 2 równania reakcji	2x0,5=**1,0**
	Wniosek: *aktywność fluorowców maleje w grupie,* jako poprawny należy uznawać również wniosek cząstkowy*:* *np. chlor jest aktywniejszy od bromu i jodu*	Za wniosek	**2,0**
F**	Stopiony NaCl: K: $Na^+ + e = Na$ A: $Cl^- - e = ½\ Cl_2$	4 równania elektrodowe	4x0,5=**2,0**
	Roztwór wodny: K: $2\ H_2O + 2\ e = 2\ OH^- + H_2$ A: $2Cl^- - 2\ e = Cl_2$		
	Można otrzymać 4,48 dm^3 chloru	Za obliczenie	**4,0**
G**	Położenie stanu równowagi reakcji przesunie się w prawo	Wskazanie	**1,0**
	Uzasadnienie w oparciu o regułę przekory	Uzasadnienie	**1,0**

Załącznik 3. Przykładowe zadania z zestawu dla dorosłych – egzamin dojrzałości 2001/2002

Zadanie 1.

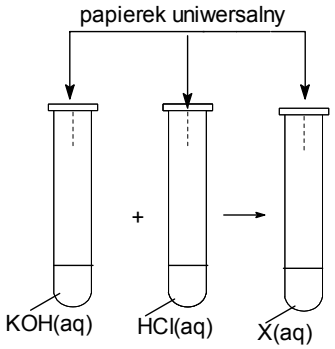
A. W oparciu o teorię dysocjacji elektronicznej S. Arrheniusa wyjaśnij pojęcia: kwas, zasada, sól.
Posługując się wzorami ogólnymi: kwasu (H_nR), zasady [$M(OH)_m$] i soli (M_nR_m) , zapisz przebieg procesu dysocjacji wymienionych klas związków.

B. Spośród przedstawionych niżej substancji wybierz wszystkie te, które są elektrolitami:

HNO_3, $HC(=O)-H$, H_3PO_4, KOH, C_3H_7OH, $Ca(OH)_2$, Na_2S, $FeSO_4$.

Podaj nazwy wybranych elektrolitów i zapisz równania ich dysocjacji jonowej.

C. Przeprowadzono doświadczenie zilustrowane poniższym rysunkiem:



- Przedstaw w zapisie cząsteczkowym i jonowym przebieg zachodzącej reakcji.
- Nazwij typ zachodzącego procesu jonowego.
- Jaką barwę przyjmie użyty wskaźnik w każdym z roztworów?

D. Do 100cm^3 roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 1 mol/dm^3 dodano 40g 20 procentowego roztworu wodorotlenku sodu.
Oblicz w jakim stosunku molowym zmieszano substraty.

E. Mając do dyspozycji: magnez, kwas solny, siarkę i wodę, zaproponuj szereg reakcji, dzięki którym otrzymasz kwas siarkowodorowy.

F. Przeanalizuj poniższe równania reakcji, a następnie uszereguj kwasy biorące udział w kolejnych reakcjach według wzrastającej mocy:

$CH_3COOH + Na_2CO_3 = CH_3COONa + CO_2 + H_2O$
$HCl + CH_3COONa = CH_3COOH + NaCl$
$C_6H_5ONa + CO_2 + H_2O = C_6H_5OH + NaHCO_3$
$H_2SO_4 + NaCl = HCl + NaHSO_4$

Załącznik 4. Model odpowiedzi i schemat punktowania przykładowych zadań z zestawu dla dorosłych – egzamin dojrzałości 2001/2002

Zadanie 1

Polecenie	Model odpowiedzi	Kryterium	Punktacja
A	Wyjaśnienie pojęć: kwas, zasada, sól w teorii Arrheniusa	Za definicję	3x1=**3,0**
	Zapis równań: $H_nR \leftrightarrows H^+ + H_{n-1}R^-$ $M(OH)_m \leftrightarrows M^{m+} + mOH^-$ $M_nR_m \leftrightarrows nM^{m+} + mR^{n-}$	Za równanie	3x1=**3,0**
	Jako poprawny można uznać zapis nie uwzględniający dysocjacji stopniowej kwasu		
B	Elektrolity: HNO_3, H_3PO_4, KOH, $Ca(OH)_2$, Na_2S, $FeSO_4$	Za wybór 6 substancji	**1,0**
	Kwas azotowy(V), kwas fosforowy(V), wodorotlenek potasu, wodorotlenek wapnia, siarczek sodu, siarczan(VI) żelaza(II)	Podanie nazw	6x0,5=**3,0**
	$HNO_3 \rightarrow H^+ + NO_3^-$ $H_3PO_4 \leftrightarrows H^+ + H_2PO_4^-$; $H_2PO_4^- \leftrightarrows H^+ + HPO_4^{2-}$; $HPO_4^{2-} \leftrightarrows H^+ + PO_4^{3-}$ $KOH \rightarrow K^+ + OH^-$ $Ca(OH)_2 \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$ $Na_2S \rightarrow Ca^{2+} + 2OH^-$ $FeSO_4 \rightarrow Fe^{2+} + SO_4^{2-}$	Za równania dysocjacji	8x1,0=**8,0**
C	$KOH + HCl \rightarrow KCl + H_2O$ $H^+ + OH^- \rightarrow H_2O$	Za 2 równania	2x1=**2,0**
	Reakcja zobojętniania		**0,5**
	Określenie barwy papierków uniwersalnych	Za 3 barwy	3x0,5=**1,5**
D	Liczba moli kwasu – 0,1 Liczba moli zasady – 0,2 Stosunek molowy substratów: 1: 2	Za obliczenie	**3,0**
E	Projekt reakcji: Np. $Mg + S = MgS$ i $MgS + 2HCl = MgCl_2 + H_2S$ H_2S –rozpuścić w wodzie	Za projekt	**3,0**
F	C_6H_5OH, H_2CO_3, CH_3COOH, HCl, H_2SO_4	Za kolejność	**2,0**