

**KONKURSY PRZEDMIOTOWE MKO
DLA UCZNIÓW WOJEWÓDZTWA MAZOWIECKIEGO
w roku szkolnym 2018/2019**

**Program merytoryczny przedmiotowego konkursu chemicznego
dla uczniów gimnazjów oraz oddziałów gimnazjalnych**

I. CELE KONKURSU

1. Kształcenie umiejętności samodzielnego zdobywania, pogłębiania i weryfikowania wiedzy z chemii i nauk pokrewnych, w których występują procesy chemiczne.
2. Wdrażanie uczniów do biegłego posługiwania się wiedzą chemiczną oraz wiedzą z innych przedmiotów matematyczno-przyrodniczych w rozwiązywaniu zadań problemowych o charakterze naukowym.
3. Kształtowanie umiejętności praktycznego rozwiązywania problemów chemicznych i wnioskowania przez projektowanie oraz bezpieczne wykonywanie doświadczeń chemicznych zgodnie z metodologią naukową.
4. Kształtowanie umiejętności logicznego i krytycznego myślenia, selekcjonowania, syntezy i analizy treści nauczania/informacji w zakresie nauk przyrodniczych, w tym z chemii.
5. Rozbudzanie i wzmacnianie ciekawości poznawczej uczniów, a także motywowanie do dalszego uczenia się chemii i innych przedmiotów przyrodniczych.
6. Popularyzacja aktualnych osiągnięć nauki w zakresie chemii i nauk pokrewnych.

II. WYMAGANIA KONKURSU

Konkurs chemiczny obejmuje i poszerza treści Podstaw programowych kształcenia ogólnego z chemii w oparciu o:

- Rozporządzenie Ministra Edukacji Narodowej z 27 sierpnia 2012 r. w sprawie podstawy programowej wychowania przedszkolnego oraz kształcenia ogólnego w poszczególnych typach szkół (Dz. U. z 30 sierpnia 2012 r. poz. 977 ze zm.).

Wymagania ogólne obejmują:

- integrację treści chemicznych z zagadnieniami innych przedmiotów edukacji przyrodniczej określonych w wyżej wymienionych rozporządzeniach;
- klasyfikowanie, analizę, porównywanie procesów i zjawisk chemicznych oraz fizykochemicznych, wyjaśnianie zależności przyczynowo–skutkowych, uzasadnianie poprzez właściwy dobór argumentów, sporządzanie, odczytywanie i interpretowanie tabel, wykresów, rysunków i schematów, zaokrąglanie liczb, wykonywanie działań arytmetycznych na liczbach zapisanych w postaci wykładniczej, szacowanie prawdopodobnych wartości i wyników, wnioskowanie o właściwościach substancji, przewidywanie oraz porównywanie właściwości fizycznych i chemicznych pierwiastków i związków chemicznych, znaczenie biologiczne substancji chemicznych, reakcje chemiczne istotne w procesach geologicznych i biochemicznych;
- rozumienie i interpretację tekstów popularnonaukowych o tematyce chemicznej;

- tworzenie i rozwiązywanie problemów badawczych, formułowanie i weryfikowanie hipotez oraz uzasadnianie otrzymanych wyników i formułowanie wniosków przez projektowanie i przeprowadzanie doświadczeń chemicznych;
- umiejętność właściwego posługiwania się słownictwem, symboliką, pojęciami i prawami chemicznymi;
- odróżnianie obserwacji od wniosków;
- zapisywanie równań reakcji chemicznych i przeprowadzanie obliczeń chemicznych;
- twórcze rozwiązywanie problemów, w szczególności stosowanie posiadanej wiedzy chemicznej w sytuacjach nietypowych i nowych dla ucznia.
- dostrzeganie i rozumienie powiązań chemii z innymi naukami matematyczno-przyrodniczymi oraz zależności istniejącymi między tymi dziedzinami wiedzy, a także stosowanie tych zależności do poprawnego logicznie i merytorycznie rozwiązywania problemu lub wyjaśnienia zjawisk zachodzących w przyrodzie.

III. ZAKRES MERYTORYCZNY KONKURSU

Uczestnicy konkursu powinni, na poszczególnych etapach, wykazać się wiadomościami i umiejętnościami obejmującymi wskazane treści.

ETAP I (szkolny)

I. Substancje i ich właściwości. Uczeń:

1. opisuje właściwości substancji będących głównymi składnikami stosowanych na co dzień produktów, np.: soli kamiennej, cukru, mąki, wody, węgla, glinu, miedzi, żelaza; wykonuje doświadczenia, w których bada wybrane właściwości substancji np.: rozpuszczalność w wodzie, palność;
2. przeprowadza obliczenia z wykorzystaniem pojęć: masa, gęstość i objętość;
3. tłumaczy, na czym polega zjawisko dyfuzji, rozpuszczania, mieszania, zmiany stanu skupienia;
4. wyjaśnia przebieg doświadczeń potwierdzających ziarnistość materii;
5. opisuje różnice między mieszaniną a związkiem chemicznym;
6. klasyfikuje pierwiastki na metale i niemetale;
7. odróżnia metale od niemetali na podstawie ich właściwości fizycznych i chemicznych
8. podaje symbole pierwiastków i stosuje je do zapisywania wzorów chemicznych: H, C, Si, N, P, O, S, Cl, Br, I, Na, K, Mg, Ca, Ba, Al, Pb, Sn, Fe, Zn, Cu, Ag, Au, Hg;
9. opisuje cechy mieszanin jednorodnych i niejednorodnych;
10. sporządza mieszaniny i dobiera metody rozdzielania składników mieszanin np.: sączenie, destylacja, rozdzielanie cieczy w rozdzielaczu; wskazuje te różnice między właściwościami fizycznymi składników mieszanin, które umożliwiają jej rozdzielenie np.: wody i piasku, wody i soli kamiennej, kredy i soli kamiennej, siarki i opiłków żelaza, wody i oleju jadalnego, wody i atramentu;
11. opisuje wiązanie metaliczne i właściwości fizyczne substancji je posiadających np.: metaliczny połysk, przewodzenie prądu elektrycznego, stały stan skupienia;

12. opisuje chromatografię cienkowarstwową (TLC) jako metodę rozdzielania mieszaniny substancji; opisuje i oblicza współczynnik R_f jako podstawę rozdzielania składników mieszaniny na podstawie chromatogramu;
13. wymienia pierwiastki biogenne występujące w ciele człowieka: węgiel (C), tlen (O), wodór (H), azot (N), fosfor (P), siarka (S);

II. Wewnętrzna budowa materii. Uczeń:

1. opisuje i charakteryzuje skład atomu (jądro: protony i neutrony, elektrony);
2. na podstawie położenia pierwiastka w układzie okresowym określa liczbę powłok elektronowych w atomie oraz liczbę elektronów zewnętrznej powłoki elektronowej dla pierwiastków grup 1-2 i 13-18;
3. ustala liczbę protonów, elektronów i neutronów w atomie, gdy dana jest liczba atomowa i masowa; stosuje zapis A_ZX ;
4. definiuje pojęcie izotopu; opisuje różnice w budowie atomów izotopów, np. wodoru; zna nazwy izotopów wodoru;
5. wykorzystuje w obliczeniach pojęcie masy atomowej (średnia mas atomów danego pierwiastka, z uwzględnieniem jego składu izotopowego);
6. odczytuje z układu okresowego podstawowe informacje o pierwiastkach (symbol, nazwę, liczbę atomową, masę atomową, rodzaj pierwiastka: metal lub niemetal); określa położenie pierwiastka w układzie okresowym (numer grupy, numer okresu);
7. wyjaśnia związek pomiędzy podobieństwem właściwości pierwiastków zapisanych w tej samej grupie układu okresowego oraz stopniową zmianą właściwości pierwiastków leżących w tym samym okresie (metale-niemetale), a budową atomów;
8. opisuje, czym różni się atom od cząsteczki; interpretuje zapisy, np.: H_2 , $2H$, $2H_2$;
9. opisuje rolę elektronów walencyjnych w łączeniu się atomów; stosuje pojęcie elektroujemności do określania rodzaju wiązań (kowalencyjne, kowalencyjne spolaryzowane, jonowe) w podanych substancjach;
10. na przykładzie cząsteczek: H_2 , Cl_2 , N_2 , CO_2 , H_2O , HCl , NH_3 , CH_4 opisuje powstawanie wiązań atomowych (kwalencyjnych); zapisuje wzory sumaryczne i strukturalne tych cząsteczek;
11. stosuje pojęcie jonu (kation i anion) i opisuje, jak powstają jony; określa ładunek jonów metali (np.: Na, Mg, Al) oraz niemetalu (np.: O, Cl, S), opisuje powstawanie wiązań jonowych (np.: NaCl, MgO);
12. porównuje właściwości związków kowalencyjnych i jonowych (stan skupienia, rozpuszczalność w wodzie, temperatury topnienia i wrzenia);
13. odczytuje z układu okresowego wartościowość (względem wodoru i maksymalną względem tlenu) dla pierwiastków grup: 1-2 oraz 13-17;
14. rysuje wzór strukturalny cząsteczki dowolnego związku dwupierwiastkowego (o wiązaniach kowalencyjnych) i znanych wartościowościach pierwiastków;
15. ustala dla związków dwupierwiastkowych (np. tlenków): nazwę na podstawie wzoru sumarycznego, wzór sumaryczny na podstawie nazwy, wzór sumaryczny na podstawie wartościowości, wartościowość na podstawie wzoru sumarycznego;
16. zapisuje konfiguracje elektronowe atomów oraz tworzonych przez nie jonów (o liczbach atomowych od 1 do 36) – bez uwzględniania podpowłok elektronowych.

17. opisuje promieniotwórczość naturalną (promieniowanie: α , β^- i γ); Stosuje prawo przesunięć, zapisuje równania przemian promieniotwórczych: α i β^- ;
18. definiuje i wykorzystuje do obliczeń okres półtrwania – czas połowicznego rozpadu;
19. określa zastosowanie izotopów promieniotwórczych w przemyśle i medycynie (U, I, Co,)
20. opisuje przemiany fazowe substancji (parowanie, skraplanie, krzepnięcie, sublimacja, resublimacja)

III. Reakcje chemiczne. Uczeń:

1. opisuje cechy zjawiska fizycznego i reakcji chemicznej; podaje przykłady zjawisk fizycznych i reakcji chemicznych zachodzących w otoczeniu człowieka; projektuje i przeprowadza doświadczenia ilustrujące zjawisko fizyczne i reakcję chemiczną; na podstawie obserwacji klasyfikuje przemiany do reakcji chemicznych i zjawisk fizycznych;
2. podaje przykłady różnych typów reakcji (reakcja syntezy, reakcja analizy, reakcja wymiany); wskazuje substraty i produkty; zapisuje równania reakcji chemicznych w formie cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej; dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji chemicznych, stosując prawo zachowania masy i prawo zachowania ładunku;
3. definiuje pojęcia: reakcje egzotermiczne i endotermiczne; podaje przykłady takich reakcji; określa rodzaj reakcji(egzo-, endo-) spalania, zubożniania i prażenia;
4. oblicza masy cząsteczkowe związków chemicznych; dokonuje obliczeń związanych z zastosowaniem prawa stałości składu i prawa zachowania masy;
5. prowadzi obliczenia stechiometryczne i niestechiometryczne związane z reakcjami chemicznymi, w tym z zastosowaniem pojęcia wydajności reakcji;

IV. Powietrze i inne gazy. Uczeń:

1. wykonuje lub obserwuje doświadczenie potwierdzające, że powietrze jest mieszaniną; opisuje skład i właściwości powietrza;
2. opisuje właściwości fizyczne i chemiczne azotu, tlenu, wodoru, tlenku węgla(IV); odczytuje z układu okresowego pierwiastków i innych źródeł wiedzy informacje o azocie, tlenie i wodrze; planuje i wykonuje doświadczenia dotyczące badania właściwości wymienionych gazów;
3. wyjaśnia, dlaczego gazy szlachetne są bardzo mało aktywne chemicznie; wymienia ich zastosowania;
4. pisze równania reakcji otrzymywania: tlenu, wodoru i tlenku węgla (IV) (np. rozkład wody pod wpływem prądu elektrycznego, spalanie węgla, termiczny rozkład węglanów);
5. opisuje, na czym polega powstawanie dziury ozonowej; proponuje sposoby zapobiegania jej powiększaniu;
6. opisuje obieg tlenu w przyrodzie;
7. wymienia źródła, rodzaje i skutki zanieczyszczeń powietrza; planuje sposób postępowania pozwalający chronić powietrze przed zanieczyszczeniami;

8. projektuje i przeprowadza doświadczenie polegające na otrzymaniu wodoru oraz bada wybrane jego właściwości fizyczne i chemiczne; odczytuje z różnych źródeł (np.: układu okresowego pierwiastków, wykresu rozpuszczalności) informacje dotyczące tego pierwiastka; pisze równania reakcji otrzymywania wodoru oraz równania reakcji wodoru z niemetalami; opisuje właściwości fizyczne oraz zastosowania wybranych wodorków niemetalu (amoniaku, chlorowodoru, siarkowodoru);
9. opisuje właściwości fizyczne i chemiczne tlenku węgla(IV) oraz funkcję tego gazu w przyrodzie; projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające otrzymać oraz wykryć tlenek węgla(IV) (np. w powietrzu wydychanym z płuc); pisze równania reakcji otrzymywania tlenku węgla(IV) (np.: reakcja spalania węgla, termiczny rozkład węglanów);

V. Woda i roztwory wodne. Uczeń:

1. opisuje budowę cząsteczki wody oraz zdolność do rozpuszczania się różnych substancji w wodzie;
2. podaje przykłady substancji, które nie rozpuszczają się w wodzie, oraz przykłady substancji, które rozpuszczają się w wodzie, tworząc roztwory właściwe; podaje przykłady substancji, które z wodą tworzą roztwory koloidalne i zawiesiny;
3. projektuje i przeprowadza doświadczenia wykazujące wpływ różnych czynników na szybkość rozpuszczania substancji stałych w wodzie;
4. definiuje pojęcie: rozpuszczalność; odczytuje rozpuszczalność substancji z tabeli rozpuszczalności lub z wykresu jej rozpuszczalności; oblicza ilość substancji, którą można rozpuścić w określonej ilości wody w podanej temperaturze;
5. podaje różnice między roztworem nasyconym i nienasyconym;

ETAP II (rejonowy)

Na etapie II konkursu obowiązują również zakres wiadomości i umiejętności I etapu konkursu oraz poniższych treści:

I. Substancje i ich właściwości. Uczeń:

1. wyjaśnia pojęcie alotropia; podaje przykłady pierwiastków posiadających odmiany alotropowe np.: tlen, węgiel, siarka i fosfor;
2. opisuje wiązanie koordynacyjne na przykładzie jonu NH_4^+ i cząsteczek kwasów HNO_3 , H_2SO_4 i H_3PO_4 ;
3. opisuje wiązania sigma (σ) i wiązania pi (π); określa liczbę wiązań σ i π w związkach;
4. opisuje związki i metale amfoteryczne na przykładzie Zn, ZnO i $\text{Zn}(\text{OH})_2$.
5. wymienia zastosowania tlenków wapnia, żelaza, glinu;
6. opisuje rdzewienie żelaza i proponuje sposoby zabezpieczania produktów zawierających w swoim składzie żelazo przed rdzewieniem;

II. Wewnętrzna budowa materii. Uczeń:

1. opisuje oddziaływania międzycząsteczkowe (wiązania van der Waalsa i wiązania wodorowe) oraz wynikające z nich temperatury wrzenia.

III. Reakcje chemiczne. Uczeń:

1. wskazuje wpływ katalizatora na przebieg reakcji chemicznej; na podstawie równania reakcji lub opisu jej przebiegu odróżnia reagenty (substraty i produkty) od katalizatora;
2. prowadzi obliczenia związane z wykorzystaniem liczby Avogadra, mola, masy molowej substancji, objętości molowej gazów w warunkach: $T = 273 \text{ K}$, $p = 1013 \text{ hPa}$
3. porównuje moc kwasów i zasad; zapisuje reakcje wypierania słabszych kwasów przez kwasy mocniejsze i bardziej lotnych kwasów z ich soli przez mocniejsze i mniej lotne kwasy oraz wypieranie słabszych zasad z ich soli przez mocniejsze zasady;

V. Woda i roztwory wodne. Uczeń:

1. prowadzi obliczenia z wykorzystaniem pojęć: stężenie procentowe, masa substancji, masa rozpuszczalnika, masa roztworu, gęstość roztworu; oblicza stężenie procentowe roztworu nasyconego w danej temperaturze (z wykorzystaniem tabeli rozpuszczalności lub wykresu rozpuszczalności).
2. przelicza stężenia procentowe na molowe i molowe na procentowe; prowadzi obliczenia związane z zateżaniem i rozcieńczaniem roztworów.

VI. Kwasy i zasady. Uczeń:

1. zna budowę oraz podaje wzory wodorotlenków i kwasów na podstawie ich nazw systematycznych; rozróżnia pojęcia: wodorotlenek i zasada; zapisuje wzory sumaryczne zasad i wodorotlenków oraz kwasów np.: KOH, HCl, H₂SO₄, HNO₃, H₂SO₃, H₂SO₄, H₂CO₃, H₃PO₄, H₂SiO₃ oraz podaje ich nazwy;
2. projektuje i przeprowadza doświadczenia, w wyniku których można otrzymać wodorotlenek, kwas beztlenowy i tlenowy (np.: NaOH, Ca(OH)₂, H₃PO₄, H₂SiO₃); zapisuje odpowiednie równania reakcji w formie cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej;
3. opisuje właściwości i wynikające z nich zastosowania niektórych wodorotlenków i kwasów (np. NaOH, Ca(OH)₂, HCl, H₂SO₄);
4. wyjaśnia, na czym polega dysocjacja elektrolityczna zasad i kwasów; zapisuje równania dysocjacji elektrolitycznej zasad i kwasów (również w formie stopniowej); definiuje kwasy i zasady (zgodnie z teorią Arrheniusa);
5. wskazuje na zastosowania wskaźników np.: fenoloftaleiny, oranżu metylowego, uniwersalnego papierka wskaźnikowego; rozróżnia doświadczalnie kwasy i zasady za pomocą wskaźników;
6. wymienia rodzaje odczynu roztworu i przyczyny istnienia odczynu kwasowego, zasadowego i obojętnego;
7. posługuje się skalą pH; interpretuje wartość pH w ujęciu jakościowym (odczyn kwasowy, zasadowy, obojętny); wykonuje doświadczenie, które pozwoli zbadać pH produktów występujących w życiu codziennym człowieka (np.: żywności, środków czystości);
8. analizuje proces powstawania kwaśnych opadów i skutki ich działania; proponuje sposoby ograniczające ich powstawanie;

VII. Sole. Uczeń:

1. projektuje i przeprowadza doświadczenie oraz wyjaśnia przebieg reakcji zobojętniania ($\text{HCl} + \text{NaOH}$); pisze równania reakcji zobojętniania w formie cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej;
2. pisze wzory sumaryczne soli: chlorków, siarczków, azotanów(V), siarczanów(IV), siarczanów(VI), węglanów, fosforanów(V), octanów; tworzy nazwy soli na podstawie wzorów; pisze wzory sumaryczne soli na podstawie nazw;
3. pisze równania reakcji otrzymywania soli (kwas + tlenek metalu, kwas + metal (1. i 2. grupy układu okresowego), wodorotlenek (NaOH , KOH , Ca(OH)_2) + tlenek niemetalu, tlenek metalu + tlenek niemetalu, metal + niemetal) w formie cząsteczkowej, jonowej i jonowej skróconej;
4. pisze równania dysocjacji elektrolitycznej soli rozpuszczalnych w wodzie;
5. wyjaśnia pojęcie reakcji strąceniowej; projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające otrzymywać substancje nierozpuszczalne (sole i wodorotlenki) w reakcjach strąceniowych, pisze odpowiednie równania reakcji w formie cząsteczkowej i jonowej; na podstawie tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków wnioskuje o wyniku reakcji strąceniowej;
6. wymienia zastosowania najważniejszych soli: chlorków, węglanów, azotanów(V), siarczanów(VI) i fosforanów(V);
7. nazywa wzory podanych soli oraz podaje wzory na podstawie nazw wodorosoli i hydroksosoli;
8. nazywa wzory podanych soli oraz podaje wzory na podstawie wzorów soli bezwodnych i uwodnionych (hydratów); podaje wzór gipsu krystalicznego i palonego; zapisuje reakcję twardnienia zaprawy gipsowej;

VIII. Reakcje redoks i elektrochemia. Uczeń:

1. posługuje się szeregiem elektrochemicznym metali; określa możliwość zajścia reakcji na podstawie szeregu elektrochemicznego metali;
2. reakcje utleniania i redukcji. Obliczanie stopni utleniania pierwiastków w cząsteczkach (w tym H_2O_2) i w jonach. Dobieranie współczynników stechiometrycznych w równaniach reakcji utleniania i redukcji metodą bilansu elektronowego.

IX. Związki węgla z wodorem – węglowodory. Uczeń:

1. tłumaczy pojęcia: węglowodory nasycone (alkany) i nienasycone (alkeny, alkiny);
2. podaje wzór ogólny szeregu homologicznego alkanów (na podstawie wzorów kolejnych alkanów) i zapisuje wzór sumaryczny alkanu o podanej liczbie atomów węgla;
3. pisze wzory strukturalne i półstrukturalne (grupowe) alkanów o łańcuchach prostych do dziesięciu atomów węgla w cząsteczce; podaje ich nazwy;
4. podaje zależność pomiędzy długością łańcucha węglowego, a stanem skupienia alkanu;

5. obserwuje i opisuje właściwości fizyczne i chemiczne (reakcje spalania) alkanów na przykładzie metanu – butanu; pisze równania reakcji spalania węglowodorów przy dużym i małym dostępie tlenu; opisuje zastosowanie alkanów;
6. podaje wzory ogólne szeregów homologicznych alkenów i alkinów;
7. zapisuje wzór sumaryczny alkenu lub alkinu o podanej liczbie atomów węgla; tworzy nazwy systematyczne alkanów, alkenów i alkinów; pisze wzory strukturalne i półstrukturalne (grupowe) alkanów, alkenów i alkinów;
8. obserwuje i opisuje właściwości fizyczne i chemiczne (spalanie, przyłączanie bromu i wodoru) do alkenów i alkinów oraz ich zastosowania;
9. zapisuje równanie reakcji polimeryzacji etenu; opisuje właściwości i zastosowania polietylenu;
10. projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające odróżnić węglowodory nasycone od nienasyconych;
11. wymienia naturalne źródła węglowodorów;
12. opisuje benzynę jako mieszaninę węglowodorów nasyconych; podaje właściwości fizyczne i chemiczne benzyny; wskazuje zastosowania benzyny;
13. tworzy izomery węglowodorów alifatycznych oraz podaje ich nazwy systematyczne;

ETAP III (wojewódzki)

Na etapie III konkursu obowiązuje również zakres wiadomości i umiejętności etapu I i II konkursu oraz poniższych treści:

III. Reakcje chemiczne. Uczeń:

1. prowadzi obliczenia związane z wykorzystaniem równania stanu gazu doskonałego (Clapeyrona)
2. wymienia czynniki wpływające na szybkość reakcji;
3. opisuje wpływ katalizatora na szybkość i wydajność reakcji

VIII. Sole. Uczeń:

1. zapisuje równania reakcji hydrolizy soli; określa odczyn wodnych roztworów soli;

IX. Związki węgla z wodorem – węglowodory. Uczeń:

1. podaje nazwy systematyczne halogenopochodnych alkanów, alkenów i alkinów w oparciu o podany wzór związku;
2. tworzy wzory półstrukturalny halogenopochodnych alkanów, alkenów i alkinów w oparciu o podaną nazwę związku;
3. opisuje analizę spaleniwą związków organicznych; ustala wzory elementarne i rzeczywiste związków chemicznych;
4. zapisuje równania reakcji addycji wodoru, wody, halogenu i halogenowodoru do alkenów i alkinów; zna i stosuje regułę Markownikowa;

X. Pochodne węglowodorów. Substancje chemiczne o znaczeniu biologicznym. Uczeń:

1. tworzy nazwy alkoholi monohydroksylowych o łańcuchach prostych do pięciu atomów węgla w cząsteczce i pisze ich wzory sumaryczne, półstrukturalne (grupowe) i strukturalne; dzieli alkohole na mono- i polihydroksylowe;
2. bada wybrane właściwości fizyczne i chemiczne etanolu; opisuje właściwości i zastosowania metanolu i etanolu; zapisuje równania reakcji spalania metanolu i etanolu oraz innych alkoholi monohydroksylowych; opisuje negatywne skutki działania alkoholu metylowego i etylowego na organizm ludzki;
3. zapisuje wzór sumaryczny i strukturalny, i półstrukturalny (grupowy) glikolu i glicerolu; opisuje właściwości fizyczne glikolu i glicerolu; wymienia ich zastosowania;
4. podaje przykłady kwasów organicznych występujących w przyrodzie (np.: kwas mrówkowy, szczawiowy, cytrynowy) i wymienia ich zastosowania; pisze wzory półstrukturalne (grupowe) kwasów monokarboksylowych o łańcuchach prostych do pięciu atomów węgla w cząsteczce i podaje ich nazwy zwyczajowe i systematyczne;
5. bada i opisuje wybrane właściwości fizyczne i chemiczne kwasów monohydroksylowych; pisze w formie cząsteczkowej równania reakcji kwasów z wodorotlenkami, tlenkami metali, metalami; bada odczyn wodnego roztworu kwasów karboksylowych octowego; pisze równanie dysocjacji kwasów karboksylowych;
6. wyjaśnia, na czym polega reakcja estryfikacji; zapisuje równania reakcji pomiędzy kwasami karboksylowymi i alkoholami monohydroksylowymi tworzącymi estry; tworzy nazwy estrów na podstawie nazw odpowiednich alkoholi i kwasów karboksylowych; projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające otrzymać ester o podanej nazwie;
7. opisuje właściwości estrów w aspekcie ich zastosowań ;
8. podaje nazwy wyższych kwasów karboksylowych nasyconych (palmitynowy, stearynowy) i nienasyconych (oleinowy) i zapisuje ich wzory półstrukturalne (grupowe);
9. opisuje wybrane właściwości fizyczne i chemiczne długołańcuchowych kwasów monokarboksylowych; projektuje i przeprowadza doświadczenie, które pozwoli odróżnić kwas oleinowy od palmitynowego lub stearynowego;
10. klasyfikuje tłuszcze pod względem pochodzenia, stanu skupienia i charakteru chemicznego; opisuje wybrane właściwości fizyczne i chemiczne tłuszczów; projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające odróżnić tłuszcz nienasycony od nasyconego;
11. opisuje budowę i wybrane właściwości fizyczne i chemiczne aminokwasów- na przykładzie glicyny; pisze równanie reakcji kondensacji dwóch cząsteczek glicyny;
12. wymienia pierwiastki, których atomy wchodzi w skład cząsteczek białek; definiuje białka jako związki powstające z aminokwasów;
13. bada zachowanie się białka pod wpływem ogrzewania, etanolu, kwasów i zasad, soli metali ciężkich (np. CuSO_4) i chlorku sodu; opisuje różnice w przebiegu denaturacji i koagulacji białek; wymienia czynniki, które wywołują te procesy;

- projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające wykryć obecność białka za pomocą kwasu azotowego(V) w różnych produktach spożywczych;
14. wymienia pierwiastki, których atomy wchodzi w skład cząsteczek cukrów; rozumie i stosuje zasady podziału cukrów na proste (glukoza, fruktoza) i złożone (sacharoza, skrobia, celuloza);
 15. podaje wzór sumaryczny glukozy i fruktozy; bada i opisuje wybrane właściwości fizyczne glukozy i fruktozy; wskazuje na ich zastosowania;
 16. podaje wzór sumaryczny sacharozy; bada i opisuje wybrane właściwości fizyczne i chemiczne sacharozy; wskazuje na jej zastosowania; zapisuje równanie reakcji sacharozy z wodą (za pomocą wzorów sumarycznych);
 17. podaje przykłady występowania skrobi i celulozy w przyrodzie; podaje wzory sumaryczne tych związków; wymienia różnice w ich właściwościach fizycznych; opisuje znaczenie i zastosowania tych cukrów; projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające wykryć obecność skrobi za pomocą roztworu jodu w różnych produktach spożywczych;
 18. zapisuje równanie reakcji eliminacji wody z alkoholi monohydroksylowych; stosuje regułę Zajcewa;
 19. definiuje mydła; wyjaśnia wpływ twardości wody na procesy mycia i prania;
 20. zapisuje równanie reakcji hydrolizy estrów, cukrów złożonych, peptydów i białek.
 21. opisuje reakcje pozwalające odróżnianie glukozy od sacharozy – próba Tollensa i Trommera; zapisuje równania zachodzących reakcji;

DOŚWIADCZENIA

W czasie przygotowań do konkursu uczestnicy powinni w szczególności wykonać samodzielnie (albo obserwować przeprowadzone przez nauczyciela) poniżej wymienione doświadczenia chemiczne. Na poszczególnych etapach wymagana będzie również znajomość przebiegu doświadczeń oraz warunków prowadzenia reakcji odpowiadających ich zakresowi merytorycznemu opisanemu w wymaganiach konkursu.

1. Reakcja magnezu z parą wodną.
2. Reakcja sodu, potasu i litu z wodą.
3. Gaszenie wapna palonego – reakcja tlenku wapnia z wodą.
4. Otrzymywanie wodorotlenku miedzi(II) w reakcji strąceniowej.
5. Rozkład wodorotlenku miedzi(II) przez ogrzewanie (płomień palnika lub łaźnia wodna).
6. Reakcja cynku, tlenku i wodorotlenku cynku z wodorotlenkiem sodu lub potasu.
7. Reakcja aktywnych metali, np. magnezu, cynku i żelaza z kwasem solnym.
8. Wpływ czynników na szybkość reakcji (stężenie, temperatura, rozdrobnienie, mieszanie)
9. Ogrzewanie hydratów na przykładzie $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
10. Reakcja miedzi ze stężonym i z rozcieńczonym kwasem azotowym(V).
11. Działanie mocnych kwasów na węglany, siarczany(IV) i siarczki metali.
12. Otrzymywanie chlorku srebra w reakcji strąceniowej.
13. Barwienie płomienia palnika gazowego przez sole sodu, potasu, wapnia i miedzi.
14. Redukcja manganianu(VII) potasu w środowisku o odczynie kwasowym, obojętnym i zasadowym.
15. Badanie właściwości redukujących glukozy (próby Tollensa i Trommera).

16. Hydroliza kwasowa sacharozy. Badanie właściwości produktów hydrolizy.

IV. LITERATURA DLA UCZNI A I INNE ŹRÓDŁA INFORMACJI

1. Podręczniki z chemii dopuszczone przez MEN do użytku szkolnego, przeznaczone do kształcenia ogólnego, uwzględniające aktualnie obowiązującą podstawę programową kształcenia ogólnego w gimnazjum.
2. Kulawik Teresa, Litwin Maria, Styka-Wlazło Szarota, *Chemia w zadaniach i przykładach. Zbiór zadań z repetytorium dla gimnazjum*, Wydawnictwo „Nowa Era”, Warszawa 2013.
3. Pazdro Krzysztof M., Koszmider Maria, *Chemia dla gimnazjalistów. Zadania od łatwych do trudnych*, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, 2004.
4. Pazdro Krzysztof M. Rola-Noworyta Anna, *Zbiór zadań z chemii do liceów i techników, zakres rozszerzony*, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, Warszawa 2012.
5. Chmielewski Piotr, Jezierski Adam, *Chemia. Słownik Encyklopedyczny*. Wydawnictwo „Europa”, Wrocław 2003.
6. Praca zbiorowa, *Chemia. Encyklopedia szkolna*. WSiP, Warszawa 2001.
7. *Chemia. Egzamin gimnazjalny. Vademecum*, Wydawnictwo Pedagogiczne OPERON, Wydania od 2013 roku.
8. Reych Andrzej, *Chemia dla gimnazjum. Zbiór zadań*, Wydawnictwo Edukacyjne Zofii Dobkowskiej „Żak”, Warszawa 2009.
9. Podręczniki sprzed reformy programowej (dla „starej” podstawy programowej) dopuszczone przez MEN do użytku szkolnego przeznaczone do kształcenia z chemii na poziomie podstawowym w liceum ogólnokształcącym – w zakresie poszerzeń wymagań konkursowych w stosunku do wymagań opisanych w podstawie programowej dla gimnazjum.

V. INFORMACJE DOTYCZĄCE WARUNKÓW KONKURSU

Uczestnicy każdego etapu konkursu powinni dysponować:

1. Kalkulatorem prostym, pozwalającym na dokonanie czterech działań arytmetycznych (ewentualnie także wyciąganie pierwiastka kwadratowego).
2. Linijką z podziałką centymetrową, przydatnymi do sporządzania rysunków, schematów i rysowania wykresów.
3. Czarno lub niebiesko piszącym długopisem.

Układ okresowy pierwiastków i tablica rozpuszczalności będą zamieszczone w arkuszach konkursowych, inne niezbędne do rozwiązania zadań dane fizykochemiczne podawane będą w treści zadań.

Uczestnicy zawodów nie mogą wносить do sali, w której odbywa się konkurs, żadnych urządzeń telekomunikacyjnych i środków łączności (w tym smartwatch).