



PROGRAM NAUCZANIA CHEMII

IV ETAP EDUKACYJNY – ZAKRES ROZSZERZONY

SZKOŁA PONADGIMNAZJALNA





1. Wstęp.

Program nauczania chemii na IV etapie edukacyjnym – zakres rozszerzony przewidziany jest do realizacji w szkole ponadgimnazjalnej kończącej się maturą. Został on opracowany zgodnie z rozporządzeniem Ministra Edukacji Narodowej z dnia 23 grudnia 2008 roku w sprawie podstawy programowej wychowania przedszkolnego oraz kształcenia ogólnego w poszczególnych typach szkół (Dz.U nr 4, poz. 17 z 15 stycznia 2009 roku).

W programie uwzględniono wszystkie cele kształcenia i treści nauczania zawarte w podstawie programowej przedmiotu chemia w zakresie rozszerzonym – IV etap edukacyjny w szkole ponadgimnazjalnej. Celem programu jest aby uczniowie powiązali znane im obserwacje z codziennego życia z pojęciami chemicznymi, by rozumieli powiązania pomiędzy chemią nauczaną w szkole i wykorzystywaną praktycznie w życiu codziennym. Chcemy, by uczniowie poznawali chemię poprzez jej zastosowanie, rozwiązywanie problemów i wizualizację.

Program nauczania chemii w zakresie rozszerzonym traktujemy jako przedmiot zaawansowany, który przygotowuje uczniów do studiów na kierunkach przyrodniczych. Dlatego należy zwrócić szczególną uwagę na wzbudzenie wśród uczniów zainteresowania chemią, a tym samym wykształcenie umiejętności samokształcenia jako elementy niezbędnego na studiach wyższych.

Przygotowując uczniów do studiów wyższych należy podczas realizacji programu nauczania rozwijać równolegle kompetencje kluczowe, które są zdefiniowane jako połączenie wiedzy, umiejętności i postaw odpowiednich do sytuacji. Kompetencje kluczowe to te, których wszystkie osoby potrzebują do samorealizacji i rozwoju osobistego, bycia aktywnym obywatelem, do integracji społecznej i zatrudnienia.

Do kompetencji kluczowych należą:

- 1) porozumiewanie się w języku ojczystym;
- 2) porozumiewanie się w językach obcych;
- 3) kompetencje matematyczne i podstawowe kompetencje naukowo-techniczne;
- 4) kompetencje informatyczne;
- 5) umiejętność uczenia się;
- 6) kompetencje społeczne i obywatelskie;
- 7) inicjatywność i przedsiębiorczość;
- 8) świadomość i ekspresja kulturalna.

Przedstawiony program nauczania zawierający zamieszczone na e-platformie różnorodne narzędzia i środki dydaktyczne: wizualizacje, animacje oraz dostęp do materiałów dydaktycznych dla ucznia i nauczyciela powinien aktywizować nauczycieli do roli przewodnika





pozwalającego „*rozwijać osobowość ucznia w duchu „homo creator”*”, natomiast u ucznia przywrócić utraconą naturalną ciekawość świata, wyrażającą się w zadawaniu sobie pytań: „po co?”, „na co?”, „dlaczego?” i szukania na nie odpowiedzi.

Zgodnie z komentarzem do reformy programowej „...Dochodzenie do wiedzy poprzez analizowanie i przetwarzanie informacji przedstawionej w różnej formie pozwala na rozwijanie umiejętności krytycznego myślenia oraz kształtowania myślenia naukowego. Niezwykle ważnym elementem kształcenia chemicznego jest samodzielne projektowanie, przeprowadzanie i dokumentowanie doświadczeń chemicznych, dlatego ważne jest, aby praca na lekcjach chemii odbywała się w niezbyt licznych zespołach uczniowskich”. Proponowany program nauczania całkowicie wpisuje się w przedstawiony komentarz.

II. Cele ogólne.

Treści nauczania zawarte w proponowanym programie realizują w kształceniu chemicznym cele ogólne zawarte w podstawie programowej przedmiotu chemia a mianowicie:

1. Wykorzystanie i tworzenie informacji.

- a) uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych,
- b) biegle wykorzystuje nowoczesne technologie informatyczne do pozyskiwania, przetwarzania, tworzenia i prezentowania informacji,
- c) krytycznie odnosi się do pozyskiwanych informacji.

2. Rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów.

- a) uczeń rozumie podstawowe pojęcia, prawa i zjawiska chemiczne,
- b) opisuje właściwości najważniejszych pierwiastków i ich związków chemicznych,
- c) dostrzega zależność pomiędzy budową substancji a jej właściwościami fizycznymi i chemicznymi,
- d) stawia hipotezy dotyczące wyjaśniania problemów chemicznych i planuje eksperymenty dla ich weryfikacji,
- e) na ich podstawie samodzielnie formułuje i uzasadnia opinie i sądy.

3. Opanowanie czynności praktycznych.

- a) uczeń bezpiecznie posługuje się sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi,
- b) projektuje i przeprowadza doświadczenia chemiczne.





III. Cele szczegółowe.

Cele szczegółowe wynikają z wymagań szczegółowych i powinny być wyodrębnione w postaci kwalifikacji, jakie uczeń powinien uzyskać po zakończonym bloku nauczania. Opisanie efektów kształcenia językiem kwalifikacji: wiedza, umiejętności i kompetencje społeczne pozwoli nauczycielowi utworzenie adekwatnych narzędzi kontroli pracy uczniów, motywowanie uczniów do pracy oraz opracowanie narzędzi do korekty własnej pracy z uczniem.

Przykład realizacji celów szczegółowych zapisanych w podstawie programowej podany jest w punkcie VI. Osiągnięcie celów kształcenia.

IV. Innowacje w programie nauczania.

Program nauczania chemii w szkole ponadgimnazjalnej IV etap nauczania – poziom rozszerzony wprowadza następujące innowacje w stosunku do istniejących programów:

- pozostawia nauczycielowi dowolność w kształtowaniu tematów lekcji, liczby godzin przeznaczonych na konkretne tematy lekcji, zgodnie z założeniami reformy programowej to nauczyciel decyduje jak osiągnąć cele zawarte w podstawie programowej;
- program nauczania jest podzielony na bloki pozostawiając nauczycielowi dowolność wyboru kolejności bloków tematycznych, podział na jednostki dydaktyczne w ciągu roku, organizację programu nauczania z podziałem na ilość jednostek dydaktycznych w ciągu roku ustala nauczyciel z dyrektorem danej szkoły,
- zawiera szereg metod pracy z uczniami z przewagą metod aktywizujących, pozwalających na wykształcenie umiejętności pracy w grupie, kreatywności i umiejętności lidera,
- uwzględnia do wykorzystania przez nauczyciela i ucznia platformę internetową zawierającą wizualizacje i animacje komputerowe, program do przedstawiania cząsteczek w widoku 3D,
- daje możliwość korzystania z materiałów metodycznych dla nauczyciela i z e-korepetycji dla ucznia.

V. Materiał nauczania

Treści nauczania zostały podzielone na 17 działów tematycznych, jednak jest możliwy także inny podział i przenoszenie treści do innych działów. Część 18 pozwala na przygotowanie uczniów do egzaminu maturalnego z chemii i przeznaczona 15 godzin lekcyjnych na powtarzanie, utrwalanie oraz sprawdzanie poziomu wiadomości i umiejętności uczniów. Należy przy tym pamiętać, że na egzaminie maturalnym jest sprawdzana wiedza ze wszystkich etapów nauczania.



**Uczniowie poznają chemię poprzez jej zastosowanie, rozwiązywanie problemów i wizualizację**

W związku z tym zadania przygotowujące do matury powinny obejmować pełny kurs chemii z III i IV etapu edukacyjnego.

Przedstawiona propozycja liczby jednostek dydaktycznych przeznaczona na realizację jest przykładowa. Nauczyciel realizując swoją ścieżkę programu nauczania dostosowuje ją do możliwości organizacyjnych szkoły. Program jest rozpisany na 30 tygodni roku szkolnego, ponieważ rok szkolny liczy 35 do 36 tygodni, pozostałe godziny proponuje przeznaczyć się na wycieczki dydaktyczne do zakładów chemicznych lub do wydziału chemicznego uczelni wyższej, gdzie uczniowie będą mogli zapoznać się z procesami technologicznymi lub z laboratoriami uczelni wyższej.

Treści edukacyjne	Wymagania szczegółowe
I. OKIEM CHEMIKA – 4 godziny	
1. Praca chemika – laboratorium – 4 godziny	
1.1. Przedstawienie zasad oceniania.	Uczeń: 1) zna zasady oceniania na lekcjach chemii; 2) bezpiecznie posługuje się sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi; 3) zna zasady planowania i przeprowadzania eksperymentu chemicznego; 4) posiada umiejętność notacji chemicznej i naukowej; 5) posiada umiejętność opisu eksperymentów chemicznych; 6) wyszukuje informacje w źródłach literaturowych – papierowe i elektroniczne;
1.2. Zasady BHP obowiązujące w laboratorium chemicznym.	
1.3. Podstawowy sprzęt i szkło laboratoryjne.	
1.4. Substancje chemiczne – karty charakterystyk substancji chemicznych.	
1.5. Planowanie i przeprowadzanie eksperymentu chemicznego.	
II. MIKRO- I MAKROSKOPOWY ŚWIAT CHEMII – 42 godziny	
2. Atomy, cząsteczki i stechiometria chemiczna – 16 godzin	
2.1. Masa atomowa i masa cząsteczkowa.	Uczeń: 1) stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra); 2) odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych i organicznych) o podanych wzorach (lub nazwach); 3) oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego; ustala



**Uczniowie poznają chemię poprzez jej zastosowanie, rozwiązywanie problemów i wizualizację**

	skład izotopowy pierwiastka (w % masowych) na podstawie jego masy atomowej;
2.2. Wyznaczanie wzorów empirycznych związków chemicznych.	1) ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego (nieorganicznego i organicznego) na podstawie jego składu wyrażonego w % masowych i masy molowej;
2.3. Reakcje chemiczne.	Uczeń: 1) dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym i objętościowym (dla gazów); 2) wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych;
3. Struktura atomu – jądro i elektrony – 14 godzin	
3.1. Budowa atomu.	Uczeń: 1) określa liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego, na podstawie zapisu ZAE; 2) stosuje zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach w atomach pierwiastków wieloelektronowych; 3) zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do Z=36 i jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na pod powłokach (zapisy konfiguracji: pełne, skrócone i schematy klatkowe);
3.2. Układ okresowy pierwiastków.	Uczeń: 1) określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: s, p i d układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych); 2) wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym;
4. Wiązania chemiczne – 12 godzin	
4.1. Wiązania kowalencyjne, wiązania jonowe, wiązania koordynacyjne.	Uczeń: 1) przedstawia sposób, w jaki atomy pierwiastków bloku s i p osiągają trwałe



**Uczniowie poznają chemię poprzez jej zastosowanie, rozwiązywanie problemów i wizualizację**

	<p>konfiguracje elektronowe (tworzenie jonów);</p> <p>2) stosuje pojęcie elektroujemności do określania (na podstawie różnicy elektroujemności i liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków) rodzaju wiązania: jonowe, kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane), koordynacyjne;</p> <p>3) opisuje mechanizm tworzenia wiązania jonowego (np. w chlorkach i tlenkach metali);</p> <p>4) zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych i jonów, z uwzględnieniem wiązań koordynacyjnych (np. wodoru, chloru, chlorowodoru, tlenku węgla(IV), amoniaku, metanu, etenu i etynu, NH_4^+, H_3O^+, SO_2 i SO_3);</p> <p>5) opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania (jonowe, kowalencyjne, wodorowe, metaliczne) na właściwości fizyczne substancji nieorganicznych i organicznych;</p>
4.2. Orbitale atomowe.	<p>Uczeń:</p> <p>1) rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp, sp^2, sp^3) w prostych cząsteczkach związków nieorganicznych i organicznych;</p> <p>2) określa typ wiązania (σ i π) w prostych cząsteczkach;</p>
III. CO NAPĘDZA REAKCJE CHEMICZNE? – 16 godzin	
5. Kinetyka i statyka chemiczna – 16 godzin	
5.1. Szybkość reakcji.	<p>Uczeń:</p> <p>1) definiuje termin: szybkość reakcji (jako zmiana stężenia reagenta w czasie);</p> <p>2) szkicuje wykres zmian stężeń reagentów i szybkości reakcji w funkcji czasu;</p> <p>3) przewiduje wpływ: stężenia substratów, obecności katalizatora, stopnia rozdrobnienia substratów i temperatury na szybkość reakcji; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia;</p>
5.2. Energia w reakcjach chemicznych.	<p>Uczeń:</p> <p>1) stosuje pojęcia: egzoenergetyczny, endoenergetyczny, energia aktywacji do opisu efektów energetycznych przemian;</p> <p>2) interpretuje zapis $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$ do</p>





	określenia efektu energetycznego reakcji;
5.3. Równowaga chemiczna.	Uczeń: 1) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi; zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji; 2) stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury, stężenia reagentów i ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej;
5.4. Teoria Brönsteda-Lowry'ego.	Uczeń: 1) klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brönsteda-Lowry'ego; 2) interpretuje wartości stałej dysocjacji, pH, pKw; 3) porównuje moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji;
IV. WODA – ŚRODOWISKO REAKCJI CHEMICZNYCH – 34 godziny	
6. Roztwory i reakcje zachodzące w roztworach wodnych – 24 godziny	
6.1. Roztwory.	Uczeń: 1) wymienia różnice we właściwościach roztworów właściwych, koloidów i zawiesin;
6.2. Stężenia roztworów.	Uczeń: 1) wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem, rozcieńczaniem i zatężaniem roztworów z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe i molowe; 2) planuje doświadczenie pozwalające otrzymać roztwór o zadanym stężeniu procentowym i molowym;
6.3. Mieszanki.	Uczeń: 1) opisuje sposoby rozdzielania roztworów właściwych (ciał stałych w cieczach, cieczy w cieczach) na składniki; 2) planuje doświadczenie pozwalające rozdzielić mieszaninę niejednorodną (ciał stałych w cieczach) na składniki;
6.4. Kwasy, zasady, sole.	Uczeń: 1) projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające otrzymać różnymi metodami kwasy, wodorotlenki i sole;



**Uczniowie poznają chemię poprzez jej zastosowanie, rozwiązywanie problemów i wizualizację**

	2) pisze równania reakcji: zobojętniania, wytrącania osadów i hydrolizy soli w formie cząsteczkowej i jonowej (pełnej i skróconej);
6.5. Dysocjacja elektrolityczna.	Uczeń: 1) stosuje termin stopień dysocjacji dla ilościowego opisu zjawiska dysocjacji elektrolitycznej; 2) przewiduje odczyn roztworu po reakcji (np. tlenku wapnia z wodą, tlenku siarki(VI) z wodą, wodorotlenku sodu z kwasem solnym) substancji zmieszanych w ilościach stechiometrycznych i niestechiometrycznych; 3) uzasadnia (ilustrując równaniami reakcji) przyczynę kwasowego odczynu roztworów kwasów, zasadowego odczynu wodnych roztworów niektórych wodorotlenków (zasad) oraz odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza); 4) podaje przykłady wskaźników pH (fenoloftaleina, oranż metylowy, wskaźnik uniwersalny) i omawia ich zastosowanie; bada odczyn roztworu;
7. Reakcje utleniania i redukcji – 10 godzin	
7.1. Stopnie utleniania pierwiastków w związkach chemicznych.	1) Uczeń: 2) wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja; 3) oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w jonie i cząsteczce związku nieorganicznego i organicznego; 4) przewiduje typowe stopnie utlenienia pierwiastków na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów;
7.2. Reakcje utleniania i redukcji.	Uczeń: 1) wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji redoks; 2) przewiduje typowe stopnie utlenienia pierwiastków na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów; 3) stosuje zasady bilansu elektronowego - dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie cząsteczkowej i jonowej).





V. PIERWIASTKI – SKŁADNIKI WSZECHŚWIATA – 42 godziny	
8. Metale – 21 godzin	
8.1. Pierwiastki metaliczne – podział na grupy.	Uczeń: 1) opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali i wyjaśnia je w oparciu o znajomość natury wiązania metalicznego;
8.2. Litowce i berylowce.	Uczeń: 1) pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec: tlenu (Na, Mg, Ca), wody (Na, K, Mg, Ca), kwasów nieutleniających (Na, K, Ca, Mg), rozcieńczonych i stężonych roztworów kwasów utleniających; 2) analizuje i porównuje właściwości fizyczne i chemiczne metali grup 1. i 2.;
8.3. Metale bloku d	Uczeń: 1) pisze równania reakcji charakteryzujące właściwości chemiczne metali bloku d; 2) opisuje proces otrzymywania metali z rud kopalnych
8.3. Glin i jego związki.	Uczeń: 1) opisuje właściwości fizyczne i chemiczne glinu; wyjaśnia, na czym polega pasywacja glinu i tłumaczy znaczenie tego zjawiska w zastosowaniu glinu w technice; planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać, że tlenek i wodorotlenek glinu wykazują charakter amfoteryczny;
8.3. Szereg elektrochemiczny metali.	Uczeń: 1) przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali z kwasami i z roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali; 2) projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną metali, np. miedzi i cynku; 3) przewiduje produkty redukcji związków manganu(VII) w zależności od środowiska, a także dichromianu(VI) potasu w środowisku kwasowym; bilansuje odpowiednie równania reakcji.
9. Nietmetale - 21 godzin	



**Uczniowie poznają chemię poprzez jej zastosowanie, rozwiązywanie problemów i wizualizację**

9.1. Właściwości niemetalu.	Uczeń: 1) opisuje podobieństwa we właściwościach pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach - wskazuje położenie niemetalu; 2) pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetalu, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al, Zn, Fe, Cu) i z niemetalami (C, S, H ₂ , P), wodoru z niemetalami (Cl ₂ , Br ₂ , O ₂ , N ₂ , S), chloru, bromu i siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu);
9.2. Wodór i jego właściwości.	Uczeń: 1) planuje i opisuje doświadczenia, w wyniku których można otrzymać wodór (reakcja aktywnych metali z wodą lub niektórych metali z niektórymi kwasami); 2) opisuje typowe właściwości chemiczne wodoroków pierwiastków 17. grupy, w tym ich zachowanie wobec wody i zasad;
9.3. Tlen i jego właściwości.	Uczeń: 1) projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające otrzymać tlen w laboratorium (np. reakcja rozkładu H ₂ O ₂ lub KMnO ₄); zapisuje odpowiednie równania reakcji; 2) zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli np. CaCO ₃ i wodorotlenków np. Cu(OH) ₂); 3) opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji; 4) klasyfikuje tlenki ze względu na ich charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, amfoteryczny i obojętny); planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku;
9.4. Właściwości fluorowców	Uczeń: 1) przedstawia i uzasadnia zmiany mocy kwasów fluorowcowodorowych; 2) planuje i opisuje doświadczenie, którego przebieg wykaże, że np. brom jest





	pierwiastkiem bardziej aktywnym niż jod, a mniej aktywnym niż chlor;
9.5. Kwasy tlenowe i beztlenowe.	Uczeń: 1) klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich skład (kwasy tlenowe i beztlenowe), moc i właściwości utleniające; 2) opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec metali, tlenków metali, wodorotlenków i soli kwasów o mniejszej mocy; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia (formułuje obserwacje i wnioski); ilustruje je równaniami reakcji; 3) ilustruje, za pomocą odpowiednich równań reakcji, utleniające właściwości kwasów, np. stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V);
VI. CHEMIA ORGANICZNA – CHEMIA ŻYCIA – 87 godzin	
10. Węglowodory – 20 godzin	
10.1. Związki węgla i wodoru – budowa.	Uczeń: 1) podaje założenia teorii strukturalnej budowy związków organicznych; 2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne węglowodorów; podaje nazwę węglowodoru (alkanu, alkenu i alkinu - do 10 atomów węgla w cząsteczce) zapisanego wzorem strukturalnym lub półstrukturalnym; 3) ustala rzędowość atomów węgla w cząsteczce węglowodoru; 4) posługuje się poprawną nomenklaturą węglowodorów (nasycone, nienasycone i aromatyczne) i ich fluorowcopochodnych; 5) wykazuje się rozumieniem pojęć: szereg homologiczny, wzór ogólny, izomeria;
10.2. Struktura węglowodorów.	Uczeń: 1) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów konstytucyjnych, położenia 2) podstawnika, izomerów optycznych węglowodorów i ich prostych fluorowcopochodnych o podanym wzorze sumarycznym; wśród podanych wzorów węglowodorów i ich pochodnych; 3) wskazuje izomery konstytucyjne; wyjaśnia



**Uczniowie poznają chemię poprzez jej zastosowanie, rozwiązywanie problemów i wizualizację**

	<p>zjawisko izomerii cis-trans; uzasadnia warunki wystąpienia izomerii cis-trans w cząsteczce związku o podanej nazwie lub o podanym wzorze strukturalnym (lub półstrukturalnym);</p>
10.3. Właściwości fizyczne i chemiczne węglowodorów	<p>Uczeń:</p> <ol style="list-style-type: none">1) określa tendencje zmian właściwości fizycznych (stanu skupienia, temperatury topnienia itp.) w szeregach homologicznych alkanów, alkenów i alkinów;2) opisuje właściwości chemiczne alkanów, na przykładzie następujących reakcji: spalanie, podstawianie (substytucja) atomu (lub atomów) wodoru przez atom (lub atomy) chloru albo bromu przy udziale światła (pisze odpowiednie równania reakcji);3) opisuje właściwości chemiczne alkenów, na przykładzie następujących reakcji: przyłączenie (addycja): H_2, Cl_2 i Br_2, HCl, i HBr, H_2O; przewiduje produkty reakcji przyłączenia cząsteczek niesymetrycznych do niesymetrycznych alkenów na podstawie reguły Markownikowa (produkty główne i uboczne); zachowanie wobec zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu, polimeryzacja; pisze odpowiednie równania reakcji;4) planuje ciąg przemian pozwalających otrzymać np. eten z etanu (z udziałem fluorowcopochodnych węglowodorów); ilustruje je równaniami reakcji;5) opisuje właściwości chemiczne alkinów, na przykładzie etynu: przyłączenie: H_2, Cl_2 i Br_2, HCl, i HBr, H_2O, trimeryzacja; pisze odpowiednie równania reakcji;
10.4. Węglowodory aromatyczne.	<p>Uczeń:</p> <ol style="list-style-type: none">1) opisuje budowę cząsteczki benzenu, z uwzględnieniem delokalizacji elektronów; tłumaczy dlaczego benzen, w przeciwieństwie do alkenów, nie odbarwia wody bromowej ani zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu;2) opisuje właściwości węglowodorów aromatycznych, na przykładzie reakcji benzenu i toluenu: spalanie, reakcje z Cl_2 lub Br_2 wobec katalizatora lub w obecności światła, nitrowanie; pisze odpowiednie





	<p>równania reakcji;</p> <p>3) projektuje doświadczenia dowodzące różnice we właściwościach węglowodorów nasyconych, nienasyconych i aromatycznych; przewiduje obserwacje, formułuje wnioski i ilustruje je równaniami reakcji.</p>
10.5. Technologia chemiczna organiczna.	<p>Uczeń:</p> <p>1) wyjaśnia na prostych przykładach mechanizmy reakcji substytucji, addycji, eliminacji; zapisuje odpowiednie równania reakcji;</p> <p>2) ustala wzór monomeru, z którego został otrzymany polimer o podanej strukturze;</p> <p>3) planuje ciąg przemian pozwalających otrzymać, np. benzen z węgla i dowolnych odczynników nieorganicznych; ilustruje je równaniami reakcji;</p> <p>4) poznaje procesy otrzymywania podstawowych polimerów o szkielecie węglowodorowym;</p>
11. Hydroksylowe pochodne węglowodorów – 11 godzin	
11.1. Budowa i nazewnictwo alkoholi.	<p>Uczeń:</p> <p>1) zalicza substancję do alkoholi lub fenoli (na podstawie budowy jej cząsteczki); wskazuje wzory alkoholi pierwszo-, drugo- i trzeciorzędowych;</p> <p>2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów alkoholi mono- i polihydroksylowych o podanym wzorze sumarycznym (izomerów szkieletowych, położenia podstawnika); podaje ich nazwy systematyczne;</p>
11.2. Właściwości fizyczne i chemiczne alkoholi.	<p>Uczeń:</p> <p>1) opisuje właściwości chemiczne alkoholi, na przykładzie etanolu i innych prostych alkoholi w oparciu o reakcje: spalania wobec różnej ilości tlenu, reakcje z HCl i HBr, zachowanie wobec sodu, utlenienie do związków karbonylowych i ewentualnie do kwasów karboksylowych, odwodnienie do alkenów, reakcję z nieorganicznymi kwasami tlenowymi i kwasami karboksylowymi; zapisuje odpowiednie równania reakcji;</p> <p>2) porównuje właściwości fizyczne i chemiczne: etanolu, glikolu etylenowego i glicerolu; projektuje doświadczenie, którego przebieg</p>



**Uczniowie poznają chemię poprzez jej zastosowanie, rozwiązywanie problemów i wizualizację**

	<p>pozwole odróżnić alkohol monohydroksylowy od alkoholu polihydroksylowego; na podstawie obserwacji wyników doświadczenia klasyfikuje alkohol do mono- lub polihydroksylowych;</p> <p>3) opisuje różnice we właściwościach chemicznych alkoholi i fenoli; ilustruje je odpowiednimi równaniami reakcji;</p>
11.3. Reakcje alkoholi.	<p>Uczeń:</p> <ol style="list-style-type: none">1) opisuje działanie: CuO lub $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7/\text{H}_2\text{SO}_4$ na alkohole pierwszo-, drugorzędowe;2) dobiera współczynniki reakcji roztworu manganianu(VII) potasu (w środowisku kwasowym) z etanolem;3) opisuje reakcję benzenolu z: sodem i z wodorotlenkiem sodu; bromem, kwasem azotowym(V); zapisuje odpowiednie równania reakcji;4) na podstawie obserwacji wyników doświadczenia (np. z NaOH) formułuje wniosek o sposobie odróżniania fenolu od alkoholu;
12. Związki karbonylowe – aldehydy i ketony – 10 godzin	
12.1. Budowa i nazewnictwo aldehydów i ketonów.	<p>Uczeń:</p> <ol style="list-style-type: none">1) wskazuje na różnice w strukturze aldehydów i ketonów (obecność grupy aldehydowej i ketonowej);2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerycznych aldehydów i ketonów o podanym wzorze sumarycznym;3) tworzy nazwy systematyczne prostych aldehydów i ketonów;
12.2. Właściwości chemiczne związków karbonylowych.	<p>Uczeń:</p> <ol style="list-style-type: none">1) pisze równania reakcji utleniania alkoholu pierwszo- i drugorzędowego np. tlenkiem miedzi(II);2) określa rodzaj związku karbonylowego (aldehyd czy keton) na podstawie wyników próby (z odczynnikami Tollensa i Trommera);3) planuje i przeprowadza doświadczenie, którego celem jest odróżnienie aldehydu od ketonu, np. etanalu od propanonu;4) porównuje metody otrzymywania, właściwości i zastosowania aldehydów i ketonów.





13. Kwasy karboksylowe – 8 godzin	
13.1. Budowa i właściwości kwasów karboksylowych.	Uczeń: 1) wskazuje grupę karboksylową i resztę kwasową we wzorach kwasów karboksylowych (alifatycznych i aromatycznych); 2) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerycznych kwasów karboksylowych o podanym wzorze sumarycznym; 3) projektuje doświadczalny sposób odróżnienia nasyconych i nienasyconych kwasów tłuszczowych; 4) opisuje budowę dwufunkcyjnych pochodnych węglowodorów, na przykładzie kwasu mlekowego i salicylowego, występowanie i zastosowanie tych kwasów;
13.2. Reakcje kwasów karboksylowych.	Uczeń: 1) na podstawie obserwacji wyników doświadczenia (reakcja kwasu mrówkowego z manganianem(VII) potasu w obecności kwasu siarkowego(VI)) wnioskuje o redukujących właściwościach kwasu mrówkowego; uzasadnia przyczynę tych właściwości; 2) zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów karboksylowych z alkoholi i aldehydów; 3) pisze równania dysocjacji elektrolitycznej prostych kwasów karboksylowych i nazywa powstające w tych reakcjach jony; 4) zapisuje równania reakcji z udziałem kwasów karboksylowych (których produktami są sole i estry); projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające otrzymywać sole kwasów karboksylowych (w reakcjach kwasów z metalami, tlenkami metali, wodorotlenkami metali i solami słabych kwasów);
13.3. Kwasy karboksylowe a kwasy nieorganiczne.	Uczeń: 1) projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik wykaże podobieństwo we właściwościach chemicznych kwasów nieorganicznych i kwasów karboksylowych; 2) projektuje doświadczalny sposób odróżnienia nasyconych i nienasyconych kwasów tłuszczowych; 3) projektuje i przeprowadza doświadczenie,





	<p>którego wynik dowiedzie, że kwas octowy jest kwasem słabszym od kwasu siarkowego(VI) i mocniejszym od kwasu węglowego;</p> <p>4) tłumaczy przyczynę zasadowego odczynu roztworu wodnego octanu sodu i mydła; ilustruje równaniami reakcji;</p>
14. Estry i tłuszcze – 10 godzin	
14.1. Budowa i właściwości estrów.	<p>Uczeń:</p> <ol style="list-style-type: none">1) opisuje strukturę cząsteczek estrów i wiązania estrowego;2) formułuje obserwacje i wnioski do doświadczenia (reakcja estryfikacji); zapisuje równania reakcji alkoholi z kwasami karboksylowymi (wskazuje na rolę stężonego H_2SO_4);3) tworzy nazwy prostych estrów kwasów karboksylowych i tlenowych kwasów nieorganicznych;4) rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne estrów na podstawie ich nazwy;
14.2. Reakcje estrów.	<p>Uczeń:</p> <ol style="list-style-type: none">1) wyjaśnia przebieg reakcji octanu etylu: z wodą, w środowisku o odczynie kwasowym, i z roztworem wodorotlenku sodu; ilustruje je równaniami reakcji;2) na podstawie wzoru strukturalnego aspiryny, wyjaśnia dlaczego związek ten nazywamy kwasem acetylosalicylowym;3) zapisuje ciągi przemian (i odpowiednie równania reakcji) wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych.
14.3. Tłuszcze jako estry.	<ol style="list-style-type: none">1) Uczeń: opisuje budowę tłuszczów stałych i ciekłych (jako estrów glicerolu i długołańcuchowych kwasów tłuszczowych); ich właściwości i zastosowania;2) projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik dowiedzie, że w skład oleju jadalnego wchodzi związek o charakterze nienasyconym;3) opisuje przebieg procesu utwardzania tłuszczów ciekłych;4) wyjaśnia (zapisuje równania reakcji), w jaki sposób z glicerydów otrzymuje się kwasy tłuszczowe lub mydła;





15. Związki organiczne zawierające azot – 14 godzin	
15.1. Aminy – związki zawierające azot w łańcuchu organicznym.	Uczeń: 1) rysuje wzory elektronowe cząsteczek amoniaku i etyloaminy; 2) wskazuje na różnice i podobieństwa w budowie etyloaminy i fenyloaminy (aniliny); 3) wyjaśnia przyczynę zasadowych właściwości amoniaku i amin; zapisuje odpowiednie równania reakcji; 4) zapisuje równania reakcji otrzymywania amin alifatycznych (np. w procesie alkilowania amoniaku) i amin aromatycznych (np. otrzymywanie aniliny w wyniku reakcji redukcji nitrobenzenu);
15.2. Reakcje amin alifatycznych i aromatycznych.	Uczeń: 1) zapisuje równania reakcji etyloaminy z wodą i z kwasem solnym; 2) zapisuje równania reakcji fenyloaminy (aniliny) z kwasem solnym i wodą bromową; 3) zapisuje równania reakcji acetamidu z wodą w środowisku kwasu siarkowego(VI) i z roztworem NaOH;
15.3. Mocznik – pochodna amin, budowa, właściwości i zastosowanie.	Uczeń: 1) analizuje budowę cząsteczki mocznika (m.in. brak fragmentu węglowodorowego) i wynikające z niej właściwości, 2) wykazuje, pisząc odpowiednie równanie reakcji, że produktem kondensacji mocznika jest związek zawierający w cząsteczce wiązanie peptydowe; 3) wskazuje na jego zastosowania (nawóz sztuczny, produkcja leków, tworzyw sztucznych);
15.4. Aminokwasy – budowa i właściwości.	Uczeń: 1) zapisuje wzór ogólny α -aminokwasów, w postaci $RCH(NH_2)COOH$; 2) opisuje właściwości kwasowo-zasadowe aminokwasów oraz mechanizm powstawania jonów obojnych; 3) projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik potwierdzi amfoteryczny charakter aminokwasów (np. glicyny);
15.4. Aminokwasy – podstawowy budulec	Uczeń:



**Uczniowie poznają chemię poprzez jej zastosowanie, rozwiązywanie problemów i wizualizację**

białek.	<ol style="list-style-type: none">1) zapisuje równanie reakcji kondensacji dwóch cząsteczek aminokwasów (o podanych wzorach) i wskazuje wiązanie peptydowe w otrzymanym produkcie;2) tworzy wzory dipeptydów i tripeptydów, powstających z podanych aminokwasów, oraz rozpoznaje reszty podstawowych aminokwasów (glicyny, alaniny i fenyloalaniny) w cząsteczkach di- i tripeptydów;3) planuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik dowiedzie obecności wiązania peptydowego w analizowanym związku (reakcja biuretowa);4) opisuje przebieg hydrolizy peptydów.
16. Białka – 8 godzin	
16.1. Białka jako budulec organizmów żywych, budowa i właściwości.	Uczeń: <ol style="list-style-type: none">1) opisuje budowę białek (jako polimerów kondensacyjnych aminokwasów);2) opisuje strukturę drugorzędową białek oraz wykazuje znaczenie wiązań wodorowych dla ich stabilizacji;3) tłumaczy znaczenie trzeciorzędowej struktury białek i wyjaśnia stabilizację tej struktury przez grupy R-, zawarte w resztach aminokwasów (wiązania jonowe, mostki disiarczkowe, wiązania wodorowe i oddziaływania van der Waalsa);
16.2. Wpływ czynników chemicznych i fizycznych na właściwości białek.	Uczeń: <ol style="list-style-type: none">1) wyjaśnia przyczynę denaturacji białek, wywołaną oddziaływaniem na nie soli metali ciężkich i wysokiej temperatury;2) wymienia czynniki wywołujące wysalanie białek i wyjaśnia ten proces;3) projektuje i wykonuje doświadczenie pozwalające wykazać wpływ różnych substancji i ogrzewania na strukturę cząsteczek białek;4) planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające na identyfikację białek (reakcja biuretowa i ksantoproteinowa);
17. Cukry – 6 godzin	
17.1. Budowa i pochodzenie cukrów.	Uczeń: <ol style="list-style-type: none">1) dokonuje podziału cukrów na proste i złożone,



**Uczniowie poznają chemię poprzez jej zastosowanie, rozwiązywanie problemów i wizualizację**

	<p>klasyfikuje cukry proste ze względu na grupę funkcyjną i wielkość cząsteczki;</p> <p>2) wskazuje na pochodzenie cukrów prostych, zawartych np. w owocach (fotosynteza);</p> <p>3) zapisuje wzory łańcuchowe: rybozy, 2-deoksyrybozy, glukozy i fruktozy i wykazuje, że cukry proste należą do polihydroksyaldehydów lub polihydroksyketonów;</p> <p>4) rysuje wzory taflowe (Hawortha) glukozy i fruktozy;</p>
17.2. Reakcje charakterystyczne dla cukrów, właściwości redukujące.	<p>Uczeń:</p> <p>1) projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy;</p> <p>2) opisuje właściwości glukozy i fruktozy; wskazuje na podobieństwa i różnice; planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające na odróżnienie tych cukrów;</p> <p>3) wskazuje wiązanie O-glikozydowe w cząsteczce sacharozy i maltozy;</p> <p>4) wyjaśnia, dlaczego maltoza posiada właściwości redukujące, a sacharoza nie wykazuje właściwości redukujących;</p>
17.3. Biotechnologia cukrów.	<p>Uczeń:</p> <p>1) projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające przekształcić sacharozę w cukry proste;</p> <p>2) porównuje budowę cząsteczek i właściwości skrobi i celulozy;</p> <p>3) planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające stwierdzić obecność skrobi w artykułach spożywczych;</p> <p>4) zapisuje uproszczone równanie hydrolizy polisacharydów (skrobi i celulozy);</p> <p>5) zapisuje ciąg przemian pozwalających przekształcić cukry (np. glukozę w alkohol etylowy, a następnie w octan etylu); ilustruje je równaniami reakcji.</p>
REPETYTORIUM – 15 godzin	
18. Powtórzenie i utrwalenie wiadomości – 15 godzin	
RAZEM 240 GODZIN	





VI. Osiągnięcie szczegółowych celów kształcenia

Do osiągnięcia szczegółowych celów kształcenia zapisanych w podstawie programowej jako wymagania szczegółowe należy uwzględniać różne metody pracy z uczniem uwzględniające metody aktywizujące i powodujące zainteresowanie uczniów chemią. Sugeruje się, aby metody te skupiały się na rozwoju umiejętności u uczniów a nie na zapamiętywaniu i rozwiązywaniu testów. Mając świadomość, że przygotowujemy przyszłego studenta uczelni wyższej należy stosować metody angażujące ucznia, rozwijające umiejętność samokształcenia. Należy zaznaczyć, że w Zalecanych warunkach i sposobach realizacji zajęć jest zapis: „Zakres treści nauczania stwarza wiele możliwości pracy metodą projektu edukacyjnego (szczególnie o charakterze badawczym), metodą eksperymentu chemicznego lub innymi metodami aktywizującymi, co pozwoli uczniom na pozyskiwanie i przetwarzanie informacji na różne sposoby i z różnych źródeł. Samodzielna obserwacja ucznia jest podstawą do przeżywania, wnioskowania, analizowania i uogólniania zjawisk, stąd bardzo duża rola eksperymentu w realizacji powyższych treści”.

Dlatego przedstawiony program nauczania kładzie nacisk na metodę eksperymentu wykonywanego przez uczniów, metodę projektu edukacyjnego czy metodę pokazu uczniowskiego. Wprowadzenie eksperymentów chemicznych, zajęć projektowych pozwoli wykształcić u odbiorców kreatywność, umiejętność pracy w zespole, wykształcenie badawczego podejścia do problemu – stawianie hipotez, weryfikację i przedstawienie wniosków.

Na platformie internetowej zamieszczono tematy do metody projektów, propozycje dodatkowych eksperymentów chemicznych, tematykę pokazów uczniowskich.

Kontrolę osiągnięcia celów szczegółowych powinna być prowadzona za pomocą macierzy kwalifikacji, którą nauczyciel powinien przygotować do każdego działu. Przykładowa macierz dla działu cukry przedstawiona jest poniżej:

MACIERZ KWALIFIKACJI

Lp.	Cele szczegółowe	Metoda podawcza	Metoda projektu	Eksperyment chemiczny	Pokaz uczniowski
WIEDZA					
W1	dokonuje podziału cukrów na proste i złożone	X	X		
W2	klasyfikuje cukry proste ze względu na grupę funkcyjną i wielkość cząsteczki	X	X		
W3	wskazuje na pochodzenie cukrów	X	X		



**Uczniowie poznają chemię poprzez jej zastosowanie, rozwiązywanie problemów i wizualizację**

	prosty, zawarty np. w owocach (fotosynteza)				
W4	zapisuje wzory łańcuchowe: rybozy, 2-deoksyrybozy, glukozy i fruktozy i wykazuje, że cukry proste należą do polihydroksyaldehydów lub polihydroksyketonów;	X	X		
W5	wskazuje wiązanie O-glikozydowe w cząsteczce sacharozy i maltozy;	X	X		
W6	wyjaśnia, dlaczego maltoza posiada właściwości redukujące, a sacharoza nie wykazuje właściwości redukujących;	X	X		X
W7	porównuje budowę cząsteczek i właściwości skrobi i celulozy;	X	X		X
UMIEJĘTNOŚCI					
U1	rysuje wzory taflowe (Hawortha) glukozy i fruktozy;		X	X	
U2	projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy;		X	X	
U3	opisuje właściwości glukozy i fruktozy; wskazuje na podobieństwa i różnice; planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające na odróżnienie tych cukrów;		X	X	
U4	projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające przekształcić sacharozę w cukry proste;			X	
U5	planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające stwierdzić obecność skrobi w artykułach spożywczych;		X	X	
U6	zapisuje ciąg przemian pozwalających przekształcić cukry (np. glukozę w alkohol etylowy, a następnie w octan etylu); ilustruje je równaniami reakcji.		X	X	
U7	zapisuje uproszczone równanie hydrolizy polisacharydów (skrobi i celulozy)	X	X	X	
KOMPETENCJE SPOŁECZNE					
K1	umiejętność pracy w grupie		X		X
K2	kreatywność		X	X	X
K3	umiejętność komunikowania się		X		X



**Uczniowie poznają chemię poprzez jej zastosowanie, rozwiązywanie problemów i wizualizację**

K4	organizowanie pracy własnej i innych		X		X
----	--------------------------------------	--	---	--	---

Na podstawie tak wykonanej macierzy oceniamy, która metoda nauczania optymalnie spełnia realizację naszych celów – im większa liczba X przy danej metodzie nauczania, tym prawdopodobieństwo realizacji celów jest większe.

Na platformie internetowej, sukcesywnie będą wprowadzane, po konsultacjach z nauczycielami korzystającymi z programu nauczania, macierze kompetencji dla kolejnych działów.

VII. Propozycje kryteriów oceny i metod sprawdzania osiągnięć uczniów

Proponowany program nauczania nie narzuca sposobu oceny ucznia. Kryteria oceny ucznia i sposoby ich realizacji powinny być znane uczniowi na początku i być zgodne z jednolitymi kryteriami szkolnymi. Nauczyciel już na etapie planowania szczegółowego rozkładu zajęć powinien ustalić jasne, przejrzyste i jednoznaczne kryteria oceniania.

Zastosowanie różnych form oceniania pozwoli wyzwolić aktywność i motywację uczniów do uzyskiwania maksymalnych wyników w nauce, dostarcza informacji o postępach, trudnościach i poziomie osiągnięć dydaktycznych oraz indywidualizować proces uczenia się ucznia. Sugerowane sprawdziany wiadomości i umiejętności powinny zawierać różnorodne zadania: testy, zadania rachunkowe, zadania problemowe wymagające od uczniów rozwiązywania problemów na podstawie podanych informacji. Ocenie poddajemy opracowanie i wygłoszenie pokazu, projektowanie eksperymentów chemicznych, projekt uczniowski, umiejętność wyszukiwania informacji naukowej.

VIII. Warunki wyposażenia pracowni chemicznej

Ponieważ chemia jest przedmiotem eksperymentalnym, w wymaganiach szczegółowych wskazano eksperymenty chemiczne wykonywane samodzielnie przez ucznia, bądź przez niego obserwowane (uczeń planuje i wykonuje doświadczenie). Dlatego do realizacji programu nauczania nauczyciel powinien mieć do dyspozycji:

- 1) Dygestorium,
- 2) Sprzęt laboratoryjny i szkło laboratoryjne.
- 3) Komputer z rzutnikiem multimedialnym i dużym ekranem,
- 4) Okulary anaglifowe do oglądania cząsteczek w wymiarze 3D,
- 5) Zestawy ławkowe do eksperymentów uczniowskich,





- 6) Odczynniki chemiczne oznakowane etykietami i karty charakterystyk substancji niebezpiecznej.

IX. TEMATY EKSPERYMENTÓW CHEMICZNYCH

Podstawa programowa ujednotolica i zaleca następujące eksperymenty chemiczne:

- 1) Badanie wpływu różnych czynników (stężenia, temperatury, katalizatora i stopnia rozdrobnienia) na szybkość reakcji.
- 2) Sporządzanie roztworów o określonym stężeniu procentowym i molowym.
- 3) Badanie odczynu roztworów kwasów, zasad i soli przy użyciu fenoloftaleiny, oranżu metylowego, wskaźnika uniwersalnego.
- 4) Otrzymywanie kwasów, zasad i soli różnymi metodami.
- 5) Badanie właściwości metali (reakcje z tlenem, wodą, kwasami).
- 6) Porównywanie aktywności chemicznej metali (np. Cu i Zn).
- 7) Badanie zachowania się tlenku i wodorotlenku glinu wobec kwasów i zasad.
- 8) Otrzymywanie wodoru (np. w reakcji Zn z HCl).
- 9) Badanie aktywności chemicznej fluorowców.
- 10) Otrzymywanie tlenu (np. w reakcji rozkładu H_2O_2 z lub $KMnO_4$
- 11) Badanie charakteru chemicznego tlenków metali i niemetali.
- 12) Badanie właściwości chemicznych kwasów (np. zachowanie wobec metali, tlenków metali, wodorotlenków i soli).
- 13) Badanie reaktywności węglowodorów nasyconych, nienasyconych i aromatycznych ze zwróceniem uwagi na różnice w ich właściwościach (np. spalanie, reakcje z Brz).
- 14) Badanie właściwości etanolu.
- 15) Badanie właściwości glicerolu.
- 16) Badanie zachowania alkoholi wobec wodorotlenku miedzi(II).
- 17) Odróżnianie fenoli od alkoholi (np. w reakcji z NaOH).
- 18) Otrzymywanie aldehydu etylowego i badanie jego właściwości.
- 19) Reakcja aldehydu mrówkowego z amoniakalnym roztworem tlenku srebra(I) i z wodorotlenkiem miedzi(II).
- 20) Odróżnianie aldehydów od ketonów (np. próba Trommera).
- 21) Badanie właściwości fizycznych i chemicznych kwasów karboksylowych.
- 22) Porównywanie mocy kwasów karboksylowych i nieorganicznych.
- 23) Badanie właściwości wyższych kwasów karboksylowych. Odróżnianie kwasów nasyconych od nienasyconych.





- 24) Otrzymywanie estrów (np. w reakcji alkoholu etylowego z kwasem octowym).
- 25) Badanie charakteru (nasyconego lub nienasyconego) tłuszczów.
- 26) Badanie właściwości aminokwasów (np. glicyny).
- 27) Badanie działania różnych substancji i wysokiej temperatury na roztwór białka.
- 28) Badanie zachowania się białka w reakcjach: biuretowej i ksantoproteinowej.
- 29) Wykrywanie obecności białka w różnych artykułach spożywczych.
- 30) Badanie właściwości glukozy i fruktozy.
- 31) Badanie właściwości sacharozy.
- 32) Badanie właściwości skrobi i celulozy.
- 33) Wykrywanie skrobi w artykułach spożywczych.

Dodatkowe eksperymenty chemiczne zamieszczone są na stronie internetowej projektu.

X. Ewaluacja programu

W celu określenia czy realizowany przez nas program nauczania zapewnia osiągnięcie wymagań szczegółowych podstawy programowej, czy na realizację tego programu mają wpływ warunki zapewniane przez organizację pracy w szkole, czy trafnie dobrane są metody i środki dydaktyczne w stosunku do percepcji uczniów, należy poddać program ewaluacji. Wyniki ewaluacji powinny odpowiedzieć na potrzebę zmian w programie, określenie zakresu modernizacji. Najlepszym narzędziem ewaluacji jest przygotowanie ankiety ewaluacyjnej, która odpowie czy odpowiednio dobraliśmy środki dydaktyczne i rozwiązania organizacyjne, czy narzędzia pomiaru pracy uczniów są odpowiednie, czy zakres i podział materiału nauczania jest odpowiedni dla danej populacji uczniów.

