

Maria Litwin
Szarota Styka-Wlazlo

To jest chemia

Program nauczania chemii
w zakresie rozszerzonym
dla liceum ogólnokształcącego
i technikum

Spis treści

1. Wstęp – charakterystyka programu, założenia dydaktyczne i wychowawcze
2. Ogólne i szczegółowe cele edukacyjne kształcenia i wychowania
3. Materiał nauczania – komentarz do programu
4. Ocena osiągnięć ucznia – propozycje metod oceniania
5. Propozycja rozkładu materiału nauczania

Prezentowane materiały są objęte ochroną prawno-autorską, w związku z czym jest zabronione:

- pobieranie materiałów w celu ich rozpowszechniania (w tym sprzedaży)
- udostępnianie materiałów na innych portalach internetowych
- Powyższe zasady mają zastosowanie także do treści zmodyfikowanych przez korzystającego.

Złamanie tych zasad może narazić naruszciciela na odpowiedzialność karną i cywilną.

1. Wstęp – charakterystyka programu, założenia dydaktyczne i wychowawcze

Program nauczania chemii w zakresie rozszerzonym jest przewidziany do realizacji w ramach **240 godzin chemii** (po zrealizowaniu 30 godzin chemii w zakresie podstawowym), w wymiarze **5 godzin tygodniowo w klasie drugiej** (chemia ogólna i nieorganiczna) i **3 godzin tygodniowo w klasie trzeciej** (chemia organiczna).

Treści nauczania zawarte w programie są:

- zgodne z Podstawą programową kształcenia ogólnego z chemii w zakresie rozszerzonym (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17),
- zgodne z aktualnym stanem wiedzy chemicznej.

Nauczanie chemii w zakresie rozszerzonym należy traktować jako zaawansowany kurs przygotowujący do studiów na kierunkach wymagających solidnych podstaw z tej dziedziny nauk przyrodniczych. Dlatego też większy nacisk (niż podczas nauki w gimnazjum czy w klasie 1. szkoły ponadgimnazjalnej) należy położyć na samokształcenie – umiejętność absolutnie niezbędną na studiach wyższych. Nie należy jednak nadmiernie obciążać uczniów pracą domową, a raczej tak organizować pracę na lekcjach, by móc kształtować tę cenną umiejętność. Zdobywanie wiedzy przez analizę i przetwarzanie informacji (przedstawionych w różnej formie) umożliwi rozwijanie umiejętności krytycznego myślenia oraz kształtuje światopogląd naukowy.

Niezwykle ważnym elementem kształcenia chemicznego jest samodzielne projektowanie, przeprowadzanie i dokumentowanie doświadczeń chemicznych, dlatego tak bardzo ważne jest by lekcje chemii odbywały się w niezbyt licznych zespołach uczniowskich. Nauczyciel na takich lekcjach powinien być przede wszystkim przewodnikiem i doradcą ucznia.

2. Ogólne i szczegółowe cele edukacyjne kształcenia i wychowania

Wymagania ogólne celów kształcenia to:

- **wykorzystanie, przetwarzanie i tworzenie informacji** – uczeń korzysta z chemicznych tekstów źródłowych, pozyskuje, analizuje, ocenia i przetwarza informacje pochodzące z różnych źródeł, ze szczególnym uwzględnieniem mediów w tym internetu,
- **rozumowanie i zastosowanie nabytej wiedzy do rozwiązywania problemów** – uczeń zdobywa wiedzę w sposób badawczy: obserwuje, sprawdza, weryfikuje, wnioskuje i uogólnia; wykazuje związek składu chemicznego, budowy i właściwości substancji z ich zastosowaniami; posługuje się zdobytą wiedzą chemiczną w życiu codziennym, w kontekście dbałości o własne zdrowie i ochronę środowiska przyrodniczego,
- **opanowanie czynności praktycznych** – uczeń bezpiecznie posługuje się sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi; projektuje i przeprowadza doświadczenia chemiczne.

Wyodrębnienie szczegółowych (operacyjnych) celów kształcenia z celów ogólnych (poznawczych, kształcących i wychowawczych) umożliwia nauczycielowi właściwe skonstruowanie narzędzi kontroli, korektę pracy własnej z uczniem oraz motywowanie uczniów do pracy. **Operacjonalizacja celów nauczania** to zamiana celów ogólnych na zbiór równoważnych celów operacyjnych, wyrażonych jako spodziewane osiągnięcia uczniów.

Cele operacyjne są to zadania dydaktyczno-wychowawcze, które określają, co uczeń powinien wiedzieć, rozumieć i umieć po zakończeniu procesu nauczania. Tworząc skalę celów nauczania, należy przy ich klasyfikacji zachować hierarchię, tzn. porządkować cele od najniższych do najwyższych. Taka hierarchiczna klasyfikacja nosi nazwę **taksonomii celów nauczania** (tabela 1.) i polega na tym, że osiągnięcie celu wyższego jest poprzedzone osiągnięciem celu niższego.

Tabela 1. Taksonomia celów nauczania¹

Poziom	Kategoria celów	Zakres	Cele nauczania wyrażone wieloznacznice	Cele nauczania wyrażone za pomocą czasowników operacyjnych
I. Wiadomości	A – zapamiętanie wiadomości	znajomość pojęć chemicznych, faktów, praw, zasad, reguł itp.	wiedzieć	nazwać... zdefiniować... wymienić... wyliczyć...
	B – zrozumienie wiadomości	umiejętność przedstawiania wiadomości inaczej niż uczeń zapamiętał, wy tłumaczenie wiadomości i ich interpretacja	rozumieć	wyjaśnić... streścić... rozróżnić... zilustrować...
II. Umiejętności	C – stosowanie wiadomości w sytuacjach Typowych podobnych do ćwiczeń szkolnych	umiejętność zastosowania wiadomości w sytuacjach typowych	stosować wiadomości	rozwiązać... zastosować... porównać... sklasyfikować... określić... obliczyć...
	D – stosowanie wiadomości w sytuacjach problemowych	umiejętność formułowania problemów, dokonywania analizy i syntezy nowych zjawisk	rozwiązywać problemy	udowodnić... przewidzieć... ocenić... wykryć... zanalizować...

Podobnie do taksonomii celów nauczania można przedstawić **taksonomię celów wychowania**, która dotyczy kształtowania u uczniów właściwych potrzeb, postaw i wartości. Stosowanie operacjonalizacji celów nauczania umożliwia nauczycielowi:

- zwiększenie znaczenia celów nauczania oraz odpowiedzialności za ich osiągnięcie,
- dobór właściwych metod, środków i treści kształcenia,
- podwyższenie poziomu motywacji uczniów i właściwe jej ukierunkowanie.

Treści nauczania zostały podzielone na 13 działów tematycznych, jednak jest możliwy także inny podział i przenoszenie treści do innych działów. Nauczyciele przygotowujący uczniów do egzaminu maturalnego z chemii powinni wygospodarować czas na powtarzanie, utrwalanie oraz częste sprawdzanie poziomu wiadomości i umiejętności uczniów. Należy przy tym pamiętać, że na egzaminie maturalnym jest sprawdzana wiedza ze wszystkich etapów nauczania. W związku z tym zadania przygotowujące do matury powinny obejmować pełny kurs chemii (również z gimnazjum i z klasy 1. szkoły ponadgimnazjalnej).

¹ Niemierko B., *Między oceną szkolną a dydaktyką*, Warszawa 1991, WSiP.

3. Materiał nauczania – komentarz do programu

W nauczaniu chemii ogromną rolę odgrywają badania, obserwacje, eksperymenty oraz analiza danych – przedstawianych w tabelach, na wykresach czy schematach. Konieczność wykształcenia u uczniów sposobu radzenia sobie z chaosem informacyjnym, czyli wyćwiczenie umiejętności wyszukiwania wartościowych informacji, wymaga od nauczyciela właściwego określenia celów nauczania, elastyczności i gotowości do zmian.

W programie nauczania chemii w zakresie rozszerzonym *To jest chemia* znalazły się propozycje zajęć aktywizujących, takich jak: projektowanie eksperymentów i doświadczeń, wykonywanie pomiarów, analizowanie wyników i odczytywanie danych z wykresów oraz porządkowanie wiadomości i nabywanie potrzebnych umiejętności. Podział treści nauczania został przedstawiony w tabeli 2.

Tabela 2. Podział treści nauczania

Nr działu	Tytuł działu	Liczba godzin na realizację
1.	Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych	23
2.	Wiązania chemiczne	17
3.	Systematyka związków nieorganicznych	20
4.	Stechiometria	10
5.	Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia	14
6.	Roztwory	12
7.	Kinetyka chemiczna	10
8.	Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów	22
9.	Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych	36
10.	Chemia organiczna jako chemia związków węgla	2
11.	Węglowodory	30
12.	Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów	30
13.	Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów	14
Razem:		240

W każdym dziale znajdują się treści umożliwiające indywidualizację pracy na lekcji. Materiał wykraczający poza wymagania podstawy programowej jest przygotowany dla uczniów szczególnie zainteresowanych chemią i zdających ten przedmiot na maturze.

Dział 1. Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

Hasła programowe:

- Pracownia chemiczna – przepisy BHP i regulamin.
- Współczesny model budowy atomu.
- Elementy mechaniki kwantowej w ujęciu jakościowym.
- Konfiguracja elektronowa atomów.
- Liczba atomowa i liczba masowa.
- Izotopy i ich zastosowania.
- Promieniotwórczość naturalna i promieniotwórczość sztuczna.
- Budowa układu okresowego pierwiastków chemicznych.
- Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym.

Realizację materiału nauczania rozpoczynamy od przypomnienia znanych uczniom z gimnazjum wiadomości o budowie materii. Zwracamy uwagę na ewolucję poglądów na temat budowy materii i zapoznajemy uczniów ze współczesnym modelem budowy atomu. Wprowadzamy elementy mechaniki kwantowej w ujęciu jakościowym. Definiujemy pojęcia: *liczby kwantowe*, *orbitale atomowe*, *stany energetyczne atomu* itp. Określamy konfiguracje elektronowe atomów i ćwiczymy umiejętność zapisywania konfiguracji elektronowej atomów za pomocą liczb kwantowych oraz graficznie. Wyjaśniamy i ćwiczymy umiejętność posługiwania się takimi pojęciami, jak: *jednostka masy atomowej*, *masa atomowa*, *liczba atomowa*, *liczba masowa*, *izotopy*. Omawiamy zjawiska promieniotwórczości naturalnej i sztucznej. Zwracamy uwagę na dynamiczny rozwój otrzymywania pierwiastków chemicznych o coraz większej liczbie atomowej w wyniku reakcji jądrowych. Omawiamy budowę współczesnego układu okresowego pierwiastków chemicznych. Określamy zależność między budową atomu pierwiastka chemicznego i jego właściwościami a położeniem w układzie okresowym.

Dział 2. Wiązania chemiczne

Hasła programowe:

- Elektryczność pierwiastków chemicznych.
- Rodzaje wiązań chemicznych.
- Oddziaływania międzycząsteczkowe.
- Wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji.
- Hybrydyzacja orbitali atomowych.
- Geometria cząsteczek związków chemicznych.

Wprowadzamy pojęcie *elektryczności pierwiastków chemicznych* i wyjaśniamy jej znaczenie przy tworzeniu wiązań chemicznych. Omawiamy różne rodzaje wiązań chemicznych. Podkreślamy zależność właściwości substancji od rodzaju wiązania chemicznego. Wyjaśniamy istotę oddziaływań międzycząsteczkowych i podajemy ich przykłady. Wyjaśniamy pojęcie *hybrydyzacji orbitali atomowych*, tworzenie orbitali cząsteczkowych i związaną z tym geometrię cząsteczek związków chemicznych.

Dział 3. Systematyka związków nieorganicznych

Hasła programowe:

- Równania reakcji chemicznych.
- Tlenki.
- Kwasy.
- Wodorotlenki.
- Sole.
- Inne związki nieorganiczne.

Część materiału w tym dziale to powtórzenie wiadomości wprowadzanych w gimnazjum na temat związków nieorganicznych: tlenków, kwasów, wodorotlenków i soli. Wprowadzamy pojęcie *amfoteryczności* niektórych tlenków i wodorotlenków. Wyjaśniamy pojęcia: *sole obojętne*, *wodorosole*, *hydroksosole*, *sole proste*, *sole podwójne* i *hydraty*. Ćwiczymy zapisywanie równań reakcji chemicznych oraz dobieranie współczynników stechiometrycznych reakcji chemicznej. Zapoznajemy uczniów z innymi typami związków nieorganicznych: wodorkami, węglnikami i azotkami. Omawiamy właściwości wybranych związków nieorganicznych i związane z nimi zastosowania w przemyśle i życiu codziennym.

Dział 4. Stechiometria

Hasła programowe:

- Mol i masa molowa.
- Objętość molowa gazów – prawo Avogadra.
- Obliczenia stechiometryczne.

Wyjaśniamy pojęcia: *mol*, *masa molowa*, *objętość molowa gazów*. Wprowadzamy treść *prawa Avogadra*. Dokonujemy ilościowej interpretacji równań reakcji chemicznych jako podstawy obliczeń stechiometrycznych. Istotę obliczeń stechiometrycznych wyjaśniamy na przykładach. Ćwiczymy rozwiązywanie zadań stechiometrycznych.

Dział 5. Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

Hasła programowe:

- Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych.
- Zmiana stopni utlenienia pierwiastków w reakcjach chemicznych.
- Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji.
- Ogniwa galwaniczne. Siła elektromotoryczna ogniwa^W.
- Elektroliza^W.

Wyjaśniamy pojęcie *stopnia utlenienia* pierwiastka w związku chemicznym i ćwiczymy umiejętność wyznaczania stopni utlenienia pierwiastków w różnych związkach chemicznych. Definiujemy *reakcję utleniania* i *reakcję redukcji*, jako procesy związane z oddawaniem i pobieraniem elektronów przez atomy pierwiastków chemicznych, co powoduje zmianę stopni utlenienia pierwiastków w reakcjach chemicznych. Ćwiczymy zapisywanie schematów utleniania i redukcji w reakcjach redoks. Wyjaśniamy sposób bilansowania równań reakcji utleniania-redukcji. Ćwiczymy dobieranie współczynników stechiometrycznych w reakcjach redoks.

Wyjaśniamy, jak są zbudowane ogniwa galwaniczne^W. Definiujemy pojęcie *siły elektromotorycznej ogniwa^W*. Wyjaśniamy, na czym polega proces elektrolizy. Określamy produkty elektrolizy wodnych roztworów i stopionych soli^W.

Dział 6. Roztwory

Hasła programowe:

- Roztwory – mieszaniny substancji.
- Zol jako przykład koloidu.
- Rozpuszczalność substancji. Roztwory nasycone i nienasycone.
- Stężenie procentowe roztworu.
- Stężenie molowe roztworu.

Celem tego działu jest przypomnienie wiadomości z gimnazjum o roztworach i sposobie wyrażania stężenia roztworu. Sprawdzamy wpływ różnych czynników na szybkość rozpuszczania i na rozpuszczalność substancji. Analizujemy wykresy rozpuszczalności substancji i odczytujemy z nich informacje dotyczące roztworów oraz substancji rozpuszczanych. Zapoznujemy uczniów z innym niż stężenie procentowe sposobem wyrażania stężenia roztworu – stężeniem molowym. Wykonujemy obliczenia związane z przygotowaniem, rozcieńczaniem i zateżaniem roztworów z zastosowaniem pojęć: *stężenie procentowe* i *stężenie molowe*. Sporządzamy roztwory o określonym stężeniu procentowym i stężeniu molowym. Wykonujemy obliczenia dotyczące przeliczania stężeń roztworów.

Dział 7. Kinetyka chemiczna

Hasła programowe:

- Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne.
- Szybkość reakcji chemicznej.
- Katalizatory i reakcje katalityczne.

Wyjaśniamy, na czym polegają procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne oraz opisujemy je, używając pojęcia *energii aktywacji*. Definiujemy pojęcie *szybkości reakcji chemicznej* i określamy wpływ różnych czynników na szybkość reakcji chemicznej. Wyjaśniamy pojęcie *katalizator* i wpływ katalizatora na szybkość reakcji chemicznych. Podajemy przykłady reakcji katalitycznych.

Dział 8. Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

Hasła programowe:

- Równowaga chemiczna, stała równowagi.
- Reguła przekory.
- Dysocjacja elektrolityczna.
- Stała dysocjacji elektrolitycznej, stopień dysocjacji elektrolitycznej.
- Odczyn wodnych roztworów substancji – pH.
- Reakcje zobojętniania.
- Reakcje strącania osadów.
- Hydroliza soli.

Wyjaśniamy pojęcia *stan równowagi chemicznej* i *stała równowagi*. Omawiamy regułę przekory i stosujemy ją w odpowiednich przykładach zadań. Wprowadzamy pojęcia *stopień dysocjacji* i *stała dysocjacji* jako miar mocy elektrolitów. Badamy wpływ stężenia roztworu danego elektrolitu na stopień dysocjacji. Wyjaśniamy pojęcie *pH roztworu* i badamy odczyn wodnych roztworów różnych substancji. Badamy odczyn wodnych roztworów soli i wyjaśniamy zaobserwowane zjawiska na podstawie reakcji hydrolizy soli. Zapisujemy równania reakcji hydrolizy wybranych soli. Przeprowadzamy reakcje zobojętniania i reakcje strącania osadów oraz zapisujemy równania tych reakcji chemicznych w sposób cząsteczkowy i jonowy.

Dział 9. Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych

Hasła programowe:

- Wodór i hel.
- Litowce.
- Berylowce.
- Blok s – podsumowanie.
- Borowce.
- Węglowce.
- Azotowce.
- Tlenowce.
- Fluorowce.
- Helowce.
- Blok p – podsumowanie.
- Chrom ${}_{24}\text{Cr}$.
- Mangan ${}_{25}\text{Mn}$.
- Żelazo ${}_{26}\text{Fe}$.
- Miedź ${}_{29}\text{Cu}$.
- Blok d – podsumowanie.
- Pierwiastki chemiczne bloku f.

Wyjaśniamy kryterium przynależności danego pierwiastka chemicznego do bloków: s, p, d lub f. Dokonujemy charakterystyki pierwiastków chemicznych bloku s oraz ich związków chemicznych. Charakteryzujemy pierwiastki chemiczne bloku p, określamy ich właściwości oraz właściwości wybranych związków chemicznych tych pierwiastków. Dokonujemy charakterystyki pierwiastków chemicznych bloku d. Badamy właściwości przedstawicieli tego bloku: chromu, manganu, żelaza i miedzi. W tym dziale określamy położenie metali i niemetalu w układzie okresowym pierwiastków chemicznych. Opisujemy zmienność ich właściwości, w tym aktywności chemicznej pierwiastków chemicznych w grupach i okresach.

Dział 10. Chemia organiczna jako chemia związków węgla

Hasła programowe:

- Węgiel i jego związki chemiczne.
- Wykrywanie pierwiastków chemicznych w związkach organicznych.
- Metody rozdzielania i oczyszczania związków chemicznych.

Wprowadzamy pojęcie *chemii organicznej* jako chemii związków węgla z wyłączeniem tlenków węgla, kwasu węglowego, kwasu cyjanowego i kwasu cyjanowodorowego oraz ich soli. Podkreślamy zdolność łączenia się atomów węgla ze sobą, w wyniku czego powstają cząsteczki o różnych strukturach: łańcuchów prostych, rozgałęzionych, pierścieni. Wykrywamy obecność węgla, wodoru i tlenu w substancji organicznej. Omawiamy metody rozdzielania na składniki i oczyszczania związków chemicznych.

Dział 11. Węglowodory

Hasła programowe:

- Węglowodory nasycone – alkany.
- Węglowodory nienasycone – alkeny.
- Węglowodory nienasycone – alkiny.
- Węglowodory aromatyczne – areny:
 - benzen,

- metylobenzen (toluen),
- areny wielopierścieniowe.
- Izomeria węglowodorów:
 - rodzaje izomerii,
 - izomeria geometryczna *cis-trans*.

Badamy właściwości metanu jako przedstawiciela węglowodorów nasyconych (alkanów). Omawiamy szereg homologiczny alkanów, zwracając uwagę na zależność między długością łańcuchów węglowych alkanów a ich właściwościami. Wprowadzamy pojęcie *izomerii łańcuchowej* w alkanach. Badamy właściwości etenu jako przedstawiciela alkenów. Badamy właściwości etynu jako przedstawiciela alkinów. Porównujemy budowę cząsteczek i związane z nią różnice we właściwościach alkanów, alkenów i alkinów. Badamy właściwości benzenu i na tej podstawie przeprowadzamy charakterystykę węglowodorów aromatycznych. Omawiamy budowę cząsteczek i właściwości homologów benzenu oraz innych węglowodorów aromatycznych. Wprowadzamy pojęcie *izomerii węglowodorów* i omawiamy rodzaje izomerii na odpowiednich przykładach (izomeria konstytucyjna i izomeria konfiguracyjna).

Dział 12. Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

Hasła programowe:

- Alkohole monohydroksylowe.
- Alkohole polihydroksylowe.
- Fenole.
- Związki karbonylowe – aldehydy i ketony.
- Kwasy karboksylowe.
- Wyższe kwasy karboksylowe.
- Estry.
- Tłuszcze.
- Aminy i amidy – związki chemiczne zawierające azot.

Celem tego działu jest zapoznanie uczniów z najważniejszymi jednofunkcyjnymi pochodnymi węglowodorów. Omawiamy budowę i nazewnictwo, metody otrzymywania, właściwości oraz reakcje charakterystyczne alkoholi mono- i polihydroksylowych, fenoli, aldehydów, ketonów, kwasów karboksylowych, estrów, amin i amidów. Omawiamy właściwości tłuszczów jako rodzaju specyficznych estrów oraz funkcję, jaką pełnią w organizmie. Zwracamy uwagę na mechanizm reakcji estryfikacji i warunki, w jakich ta reakcja chemiczna zachodzi.

Dział 13. Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów

Hasła programowe:

- Izomeria optyczna.
- Chiralność.
- Przykłady związków chemicznych wykazujących izomerię optyczną.
- Hydroksykwasy.
- Aminokwasy.
- Białka.
- Cukry (sacharydy):
 - monosacharydy – cukry proste,
 - disacharydy – dwucukry,
 - polisacharydy – wielocukry

Wyjaśniamy, na czym polega *czynność optyczna*. Wprowadzamy pojęcie *izomerii optycznej*. Wyjaśniamy, na czym polega *chiralność*. Omawiamy rodzaje izomerów optycznych. Podajemy przykłady związków chemicznych wykazujących izomerię optyczną.

Treści wprowadzane w tym dziale umożliwiają zaznajomienie uczniów z wielofunkcyjnymi pochodnymi węglowodorów. Ze względu na to, że te związki chemiczne występują w przyrodzie należy podkreślić ich funkcje biologiczne. Omawiamy właściwości hydroksykwasów i aminokwasów jako dwufunkcyjnych pochodnych węglowodorów. Wyjaśniamy charakter amfoteryczny aminokwasów i jego konsekwencje (wiązania peptydowe w peptydach i w polipeptydach – białkach). Na przykładzie glukozy badamy i omawiamy właściwości monosacharydów, na przykładzie sacharozy – disacharydów, na przykładzie skrobi i celulozy – polisacharydów.

4. Ocena osiągnięć ucznia – propozycje metod oceniania

Stosowanie procedur oceniania w szkolnictwie jest nastawione na ewaluację (sprawdzanie i ocenianie), czyli proces poznawczo-oceniający, który polega na badaniu i ocenie programu kształcenia oraz efektów jego realizacji. Edukacyjny cel oceniania ujawnia się w pytaniu o to, jak uczeń radzi sobie ze stawianymi mu wymaganiami zgodnymi z realizowanym programem nauczania. Natomiast rozwojowy cel oceniania ujawnia się w pytaniu o to, w jakim stopniu uczeń realizuje i rozwija własne możliwości, tzn. czy dokonują się w nim zmiany, w jakim kierunku zmierzają, jaki jest ich zakres, tempo, dynamika. Celem sprawdzania i oceniania jest zebranie informacji potrzebnych do poznania uczniów.

Dobre ocenianie wymaga jasno sformułowanych kryteriów, które są znane uczniom i są przez nich akceptowane. Dostarcza ono informacji zwrotnych o tym, jak działa nauczyciel i co osiąga, a tym samym, co może zmienić i udoskonalić w sposobie swojego działania.

Ocenianie ciągłe oznacza poznawanie uczniów w sposób systematyczny. Jest to ocenianie wewnętrzne, w trakcie procesu dydaktyczno-wychowawczego, a jego celem jest śledzenie rozwoju ucznia.

Ocenianie kształtujące ma służyć nauczycielowi do planowania pracy z uczniami oraz pomóc mu w wyborze właściwej strategii działania, która opiera się na informacjach zebranych przed rozpoczęciem nauki (diagnoza wstępna) lub podczas nauczania.

Ocenianie zwykle kończy się wystawieniem stopnia, tzn. określeniem, jakiej wartości przyporządkowana jest dana informacja uzyskana w trakcie kontroli. Ocena osiągnięć ucznia nie jest sprawą prostą, podobnie jak ustalenie kryteriów dla danej oceny.

Ocenę celującą otrzymuje uczeń, który:

- ma wiadomości i umiejętności znacznie wykraczające poza program nauczania;
- stosuje wiadomości w sytuacjach nietypowych (problemowych);
- formułuje problemy oraz dokonuje analizy i syntezy nowych zjawisk;
- proponuje rozwiązania nietypowe;
- osiąga sukcesy w konkursach chemicznych na szczeblu wyższym niż szkolny.

Ocenę bardzo dobrą otrzymuje uczeń, który:

- opanował w pełnym zakresie wiadomości i umiejętności określone w programie;
- stosuje zdobytą wiedzę do rozwiązywania problemów i zadań w nowych sytuacjach;
- wykazuje dużą samodzielność i bez pomocy nauczyciela korzysta z różnych źródeł wiedzy, np.: układu okresowego pierwiastków chemicznych, wykresów, tablic, zestawień, encyklopedii, internetu;

- planuje i bezpiecznie przeprowadza doświadczenia chemiczne;
- biegle pisze i uzgadnia równania reakcji chemicznych oraz samodzielnie rozwiązuje zadania obliczeniowe o dużym stopniu trudności.

Ocenę dobrą otrzymuje uczeń, który:

- opanował w dużym zakresie wiadomości i umiejętności określone w programie;
- poprawnie stosuje wiadomości i umiejętności do samodzielnego rozwiązywania typowych zadań i problemów;
- korzysta z układu okresowego pierwiastków chemicznych, wykresów, tablic i innych źródeł wiedzy chemicznej;
- bezpiecznie wykonuje doświadczenia chemiczne;
- zapisuje i uzgadnia równania reakcji chemicznych;
- samodzielnie rozwiązuje zadania obliczeniowe o średnim stopniu trudności.

Ocenę dostateczną otrzymuje uczeń, który:

- opanował w podstawowym zakresie te wiadomości i umiejętności określone w programie, które są konieczne do dalszego kształcenia;
- z pomocą nauczyciela poprawnie stosuje wiadomości i umiejętności do rozwiązywania typowych zadań i problemów;
- z pomocą nauczyciela korzysta ze źródeł wiedzy, takich jak: układ okresowy pierwiastków chemicznych, wykresy, tablice;
- z pomocą nauczyciela bezpiecznie wykonuje doświadczenia chemiczne;
- z pomocą nauczyciela zapisuje i uzgadnia równania reakcji chemicznych oraz rozwiązuje zadania obliczeniowe o niewielkim stopniu trudności.

Ocenę dopuszczającą otrzymuje uczeń, który:

- ma pewne braki w wiadomościach i umiejętnościach określonych w programie, ale braki te nie przekreślają możliwości dalszego kształcenia;
- z pomocą nauczyciela rozwiązuje typowe zadania teoretyczne i praktyczne o niewielkim stopniu trudności;
- z pomocą nauczyciela bezpiecznie wykonuje bardzo proste eksperymenty chemiczne, zapisuje proste wzory chemiczne i proste równania reakcji chemicznych.

Ocenę niedostateczną otrzymuje uczeń, który:

- nie opanował tych wiadomości i umiejętności określonych w programie, które są konieczne do dalszego kształcenia;
- nie potrafi, nawet z pomocą nauczyciela, napisać prostych wzorów chemicznych i prostych równań reakcji chemicznych;
- nie potrafi bezpiecznie posługiwać się prostym sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi.

Ze względu na specyfikę przedmiotu stosuje się różne metody oceny osiągnięć uczniów. Oceniane mogą być takie elementy, jak planowanie i wykonanie eksperymentu, opis obserwacji i formułowanie wniosków. Można też przeprowadzić krótkie sprawdziany i testy (zamknięte i otwarte). Mogą to być testy zamknięte wielopoziomowe, wielokrotnego wyboru lub otwarte – krótkiej odpowiedzi, zadania z luką, zadania na dobieranie itp. Dużą wartość ma tutaj pomiar dydaktyczny, który jest coraz częściej stosowany jako jedna z metod oceniania.

5. Propozycja rozkładu materiału nauczania

Przedstawiona propozycja rozkładu materiału nauczania chemii obejmuje wszystkie treści zawarte w Podstawie programowej kształcenia ogólnego chemii w zakresie rozszerzonym w szkołach ponadgimnazjalnych (DzU z 2009 r. Nr 4, poz. 17), w ramach 240 godzin chemii.

Oprócz przyporządkowania treściom nauczania liczby godzin przeznaczonych na ich realizację, w proponowanym rozkładzie materiału podano również wymagania szczegółowe, wprowadzane pojęcia i zalecane doświadczenia, pokazy oraz zadania. Wyróżniono wymagania, które zawiera Podstawa programowa i obowiązują ucznia na IV etapie edukacyjnym w zakresie rozszerzonym oraz wymagania nadobowiązkowe, dla uczniów szczególnie zainteresowanych przedmiotem. Poniżej znajduje się szczegółowy opis oznaczeń.

- **Wymagania dotyczące wiadomości wprowadzonych w gimnazjum i w szkole ponadgimnazjalnej w zakresie podstawowym** oznaczono w rozkładzie materiału literą (P).
- **Wymagania wykraczające poza treści obowiązujące w szkole ponadgimnazjalnej** oznaczono w rozkładzie materiału literą (W).
- **Wszystkie doświadczenia chemiczne** zostały wyróżnione pismem półgrubym, również te, które są zalecane przez **Ewę Gryczman** i **Krystynę Gisges** (autorki podstawy programowej) do przeprowadzenia w zakresie rozszerzonym (Komentarz do podstawy programowej przedmiotu Chemia).

Nauczyciel zna możliwości swoich uczniów i sam decyduje, czy treści rozszerzone będą przez niego wykorzystywane na lekcjach, czy też czas zaplanowany na ich realizację lepiej przeznaczyć np. na dodatkowe powtórzenie i utrwalenie wiadomości, eksperymentowanie czy realizowanie projektów edukacyjnych.

Konstrukcja rozkładu materiału nauczania zapewnia nauczycielom czas na utrwalanie wiedzy i umiejętności (także doświadczalnych) uczniów. Po każdym rozdziale w podręcznikach *To jest chemia* cz. 1. i 2. znajdują się zadania i pytania, z których warto korzystać, gdyż są bardzo różnorodne. Jedne sprawdzają wiadomości i umiejętności z wąskich zakresów wiedzy chemicznej, inne to złożone zadania typu maturalnego, które wymagają biegłości w operowaniu wiedzą oraz łączenia faktów z różnych obszarów chemii. Analiza wyników egzaminu maturalnego z chemii na poziomie rozszerzonym w latach 2009–2011 wskazuje, że umiejętność opisu doświadczeń chemicznych, obserwacji i formułowania wniosków, zapisywania i bilansowania równań reakcji chemicznych oraz rozwiązywania zadań obliczeniowych to klucz do sukcesu na maturze.

Dlatego też propozycja rozkładu materiału nauczania chemii w zakresie rozszerzonym zawiera wszystkie elementy pozwalające nauczycielom i uczniom osiągnąć sukces.

Podane niżej zagadnienia warto uzupełnić o propozycję dodatkowych doświadczeń, które albo wykraczają poza wymagania podstawy programowej, albo były przewidziane na III etapie edukacyjnym:

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Uwagi do realizacji treści
25.	Tlenki	Doświadczenie 2. Badanie działania zasady i kwasu na tlenki ma na celu wykazanie charakteru zasadowego lub kwasowego badanych tlenków.
26.	Kwasy	Dodatkowo można przeprowadzić doświadczenie: Badanie zachowania się chlorowodoru wobec wody.
27.	Wodorotlenki	Dodatkowo można przeprowadzić doświadczenia: 1. Otrzymywanie wodorotlenku sodu w reakcji sodu z wodą, 2. Otrzymywanie wodorotlenku wapnia w reakcji wapnia z wodą, 3. Otrzymywanie wodorotlenku wapnia w reakcji tlenku wapnia z wodą, 4. Badanie oddziaływania wody na tlenek miedzi(II) i tlenek żelaza(III).
28.	Sole	Dodatkowo można przeprowadzić doświadczenia: 1. Reakcje kwasu chlorowodorowego z magnezem, cynkiem i miedzią, 2. Reakcje tlenku wapnia i tlenku miedzi(II) z kwasem chlorowodorowym, 3. Otrzymywanie soli przez działanie kwasem na zasadę, 4. Spalanie miedzi w chlorze, 5. Reakcja tlenku węgla(IV) z zasadą wapniową. Doświadczenie 7. Ogrzewanie siarczanu(VI) miedzi(II)–woda (1/5) ma wykazać, że hydraty to nietrwałe związki chemiczne, a wodę, wbudowaną w ich sieć krystaliczną, można usunąć przez ogrzanie.
43.	Ogniwa galwaniczne. Siła elektromotoryczna ogniwa ^w	Treści wykraczające poza wymagania podstawy programowej (p. 43.–44.) są uzupełnieniem wiadomości o reakcjach utleniania-redukcji.
56.	Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne	Proponowane doświadczenia 17.–21. mają na celu wykazanie różnicy między procesem endoenergetycznym lub egzoenergetycznym a reakcją endoenergetyczną lub egzoenergetyczną. Równania termochemiczne to wiadomości wykraczające poza wymagania podstawy programowej, ale ich realizacja jest wskazana.
57.	Szybkość reakcji chemicznej	Proponowane doświadczenia 22.–24. mają na celu praktyczne sprawdzenie wpływu różnych czynników na szybkość reakcji chemicznych. Ogólne równanie kinetyczne reakcji chemicznej (wiadomości nadprogramowe) umożliwiają wyznaczenie rzędu reakcji i podanie przykładów reakcji pierwszego, drugiego i trzeciego rzędu.
65.	Stała dysocjacji elektrolitycznej, stopień dysocjacji elektrolitycznej	Prawo rozcieńczeń Ostwalda określa związek między stałą dysocjacji a stopniem dysocjacji elektrolitycznej. Znajomość tego prawa umożliwia obliczanie stałej oraz stopnia dysocjacji elektrolitycznej elektrolitu o znanym stężeniu.
68.	Reakcje strącania osadów	Znajomość pojęcia iloczyn rozpuszczalności substancji umożliwia porównanie rozpuszczalności soli w danej temperaturze.
73.	Wodór i hel	Podstawa programowa przedmiotu: Chemia (IV etap edukacyjny – zakres rozszerzony) wśród treści nauczania wymienia:

		<p>7. Metale. 8. Niemetale.</p> <p>W programie nauczania treści te są omówione przy okazji omawiania poszczególnych bloków pierwiastków chemicznych: s, p, d, f. Pozwoli to na usystematyzowanie wiedzy na temat pierwiastków chemicznych oraz sformułowanie wniosków na temat podobieństw i różnic między metalami oraz niemetalami.</p>
93.	Węgiel i jego związki chemiczne. Wykrywanie pierwiastków w związkach organicznych ^P	Wprowadzenie tego działu jest konieczne w świetle omawiania budowy cząsteczek, właściwości i przemian związków węgla. Stanowi powtórzenie wiadomości z chemii w gimnazjum i w zakresie podstawowym w szkole ponadgimnazjalnej.
106.	Fenole	Doświadczenie 78. Badanie właściwości fenolu warto przeprowadzić w celu określenia właściwości fenolu, w tym wykazania, że ulega reakcji dysocjacji jonowej. Doświadczenie 80. Reakcja fenolu z wodą bromową ma na celu wykazanie aromatycznego charakteru fenolu. Doświadczenie 81. Wykrywanie fenolu – reakcja fenolu z chlorkiem żelaza(III) umożliwi wykrycie obecności fenolu.
108.	Związki karbonylowe – ketony	Doświadczenie 87. Badanie właściwości propanonu ma na celu określenie właściwości przedstawiciela ketonów propanonu (acetonu). Próba jodoformowa jest reakcją charakterystyczną stosowaną do wykrywania metyloketonów (np. acetonu).
109.	Kwasy karboksylowe	Doświadczenie 89. Fermentacja octowa ma na celu zapoznanie uczniów z procesem biochemicznym jakim jest fermentacja octowa.
113.	Aminy i amidy – związki chemiczne zawierające azot	Wymagania podstawy programowej dotyczące badania właściwości amin i amidów oraz zapisywania odpowiednich równań reakcji chemicznych warto zrealizować na bazie doświadczeń chemicznych 103.–107., których przeprowadzenie nie jest trudne, ani czasochłonne, a obserwacja ich przebiegu jest bardzo kształcąca: Doświadczenie 103. Badanie właściwości amin, Doświadczenie 104. Reakcja fenyloaminy (aniliny) z kwasem chlorowodorowym, Doświadczenie 105. Reakcja fenyloaminy (aniliny) z wodą bromową, Doświadczenie 106. Reakcja chlorowodoru aniliny z wodorotlenkiem sodu, Doświadczenie 107. Reakcja acetamidu z wodą w środowisku roztworu kwasu siarkowego(VI) i z roztworem zasady sodowej.
117.	Izomeria optyczna ^W	Izomeria optyczna jest cechą wielu hydroksykwasów, aminokwasów, sacharydów, a także chlorowcopochodnych węglowodorów. Dlatego powinna być omawiana osobno z powołaniem się na przykłady tych związków chemicznych.

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych (23 godziny lekcyjne)					
1.	Pracownia chemiczna. Przepisy BHP i regulamin	1	<ul style="list-style-type: none"> • podaje nazwy wybranego szkła i sprzętu laboratoryjnego oraz określa jego przeznaczenie^P • stosuje zasady BHP obowiązujące w pracowni chemicznej^P • zna wymagania i sposób oceniania stosowane przez nauczyciela 	Pokaz szkła i sprzętu laboratoryjnego	
2.	Budowa atomu	1	<ul style="list-style-type: none"> • przedstawia ewolucję poglądów dotyczących budowy materii • omawia budowę atomu • wymienia i charakteryzuje podstawowe cząstki wchodzące w skład atomu^P 		<ul style="list-style-type: none"> – atom^P – proton^P – neutron^P – elektron^P – podstawowe cząstki materii^P
3.	Elementy mechaniki kwantowej w ujęciu jakościowym	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>dualizm korpuskularno-falowy</i> • podaje treść <i>zasady nieoznaczoności Heisenberga</i> • wyjaśnia pojęcie <i>orbital atomowy</i> • podaje typy orbitali atomowych i rysuje ich kształty • wyjaśnia pojęcie stan kwantowy elektronu w atomie lub jonie i opisuje go za pomocą liczb kwantowych • podaje treść <i>zakazu Pauliego</i> 	<ul style="list-style-type: none"> • ustalanie liczby stanów kwantowych dla powłoki elektronowej K ($n = 1$) • ustalanie liczby stanów kwantowych dla powłoki elektronowej L ($n = 2$) • określanie liczb kwantowych dla powłoki elektronowej M ($n = 3$) 	<ul style="list-style-type: none"> – liczby kwantowe n, l, m, m_s – orbital atomowy – podpowłoka elektronowa – powłoka elektronowa – stan kwantowy elektronu – elektrony sparowane – zakaz Pauliego
4.	Konfiguracja elektronowa atomów	3	<ul style="list-style-type: none"> • podaje treść <i>reguły Hunda</i> • zapisuje konfiguracje elektronowe atomów i jonów wybranych pierwiastków chemicznych za pomocą liczb kwantowych • zapisuje konfigurację elektronową atomów 	<ul style="list-style-type: none"> • ustalanie konfiguracji elektronowej atomów i jonów 	<ul style="list-style-type: none"> – reguła Hunda – konfiguracja elektronowa atomu – elektrony walencyjne – rdzeń atomowy

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<p>pierwiastków chemicznych w postaci schematów klatkowych</p> <ul style="list-style-type: none"> • zapisuje konfigurację elektronową atomów pierwiastków chemicznych w postaci skróconej • wyjaśnia pojęcia <i>elektrony walencyjne</i> i <i>rdzeń atomowy</i> 		
5.	Liczba atomowa i liczba masowa	2	<ul style="list-style-type: none"> • wymienia jednostki (rzęd wielkości), w jakich podaje się rozmiar i masę atomów pierwiastków chemicznych • wyjaśnia pojęcia: <i>jednostka masy atomowej</i>, <i>masa atomowa</i>, <i>masa cząsteczkowa</i>, <i>liczba atomowa</i> i <i>liczba masowa</i>^P • podaje liczby atomowe i masy atomowe wybranych pierwiastków chemicznych, korzystając z układu okresowego^P • oblicza masy cząsteczkowe wybranych związków chemicznych^P 	<ul style="list-style-type: none"> • obliczanie masy atomu i masy atomowej • obliczanie masy cząsteczkowej • obliczanie masy cząsteczki 	<ul style="list-style-type: none"> – jednostka masy atomowej (u)^P – masa atomowa – (m_{at})^P – masa cząsteczkowa – (m_{cz})^P – liczba atomowa (Z)^P – liczba masowa (A)^P
6.	Izotopy i ich zastosowania	3	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>izotopy</i>^P • analizuje, dlaczego z reguły masa atomowa pierwiastka chemicznego nie jest liczbą całkowitą • omawia zastosowania izotopów^P 	<ul style="list-style-type: none"> • obliczanie masy atomowej pierwiastka chemicznego o znanym składzie izotopowym • obliczanie zawartości procentowej izotopów w pierwiastku chemicznym • analizowanie zmiany masy izotopu promieniotwórczego w zależności od czasu • wyznaczanie masy izotopu 	<ul style="list-style-type: none"> – izotopy^P – okres półtrwania

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				promieniotwórczego na podstawie okresu półtrwania	
7.	Promieniotwórczość naturalna i promieniotwórczość sztuczna ^W	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, na czym polega zjawisko promieniotwórczości naturalnej • określa rodzaje i właściwości promieniowania α, β oraz γ • wymienia przykłady naturalnych przemian jądrowych • wyjaśnia pojęcie szereg promieniotwórczy • wyjaśnia pojęcie promieniotwórczość sztuczna • omawia przebieg kontrolowanej i niekontrolowanej reakcji łańcuchowej • wymienia przykłady praktycznego wykorzystania zjawiska promieniotwórczości 		<ul style="list-style-type: none"> – promieniotwórczość naturalna – promieniotwórczość sztuczna – promieniowanie α, β, γ – szereg promieniotwórczy – reakcja łańcuchowa
8.	Budowa układu okresowego pierwiastków chemicznych	2	<ul style="list-style-type: none"> • definiuje pojęcie <i>pierwiastek chemiczny</i> • omawia próby uporządkowania pierwiastków chemicznych • wyjaśnia kryterium klasyfikacji pierwiastków chemicznych przez D. Mendelejewa^P • omawia budowę współczesnego układu okresowego pierwiastków chemicznych^P 		<ul style="list-style-type: none"> – prawo okresowości^P – grupa^P – okres^P
9.	Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, jakich informacji dostarcza znajomość położenia pierwiastka chemicznego w układzie okresowym^P • analizuje zmienność charakteru chemicznego pierwiastków grup głównych w zależności od położenia w układzie okresowym^P 	<ul style="list-style-type: none"> • podawanie podstawowych informacji o pierwiastku chemicznym na podstawie jego położenia w układzie okresowym 	

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				<ul style="list-style-type: none"> określanie liczby protonów, elektronów, elektronów walencyjnych i powłok elektronowych w atomie na podstawie położenia pierwiastka chemicznego w układzie okresowym 	
10.	Podsumowanie wiadomości o budowie atomu i układzie okresowym pierwiastków chemicznych	3			
11.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			
12.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			
Wiązania chemiczne (17 godzin lekcyjnych)					
13.	Elektroujemność pierwiastków chemicznych	1	<ul style="list-style-type: none"> definiuje pojęcie <i>elektroujemność</i> omawia zmienność elektroujemności pierwiastków chemicznych w układzie okresowym wskazuje pierwiastki elektrododatnie i elektroujemne w układzie okresowym 		<ul style="list-style-type: none"> – elektroujemność – pierwiastek elektrododatni – pierwiastek elektroujemny
14.	Rodzaje wiązań chemicznych. Wiązanie jonowe	2	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcie <i>wartościowość</i> pierwiastka chemicznego wyjaśnia zależność między długością a energią wiązania 	<ul style="list-style-type: none"> zapisywanie równań reakcji powstawania jonów i tworzenia się wiązań jonowych w 	<ul style="list-style-type: none"> – wartościowość^P – energia wiązania – długość wiązania – orbitale molekularne

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, w jaki sposób powstają orbitale molekularne • definiuje pojęcia <i>wiązanie sigma</i> (σ) i <i>wiązanie pi</i> (π) • omawia sposób powstawania wiązania jonowego^P • wyjaśnia pojęcie <i>energia jonizacji</i> • wymienia warunki powstawania wiązania jonowego • zapisuje równania reakcji powstawania jonów i tworzenia wiązania jonowego^P 	cząsteczkach związków chemicznych, np. LiCl, MgO, CaCl ₂	<ul style="list-style-type: none"> – wiązanie σ – wiązanie π – energia jonizacji – wiązanie jonowe^P
15.	Rodzaje wiązań chemicznych. Wiązania kowalencyjne (atomowe)	2	<ul style="list-style-type: none"> • omawia sposób powstawania cząsteczek pierwiastków chemicznych^P • określa rodzaj wiązań chemicznych w cząsteczkach pierwiastków chemicznych^P • wyjaśnia sposób powstawania wiązania kowalencyjnego niespolaryzowanego w cząsteczkach chemicznych^P • omawia mechanizm powstawania wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego^P • wyjaśnia pojęcie <i>dipol</i>^P 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie za pomocą wzorów elektronowych i kreskowych mechanizmu powstawania wiązań kowalencyjnych niespolaryzowanych w cząsteczkach: wodoru, chloru i azotu • zapisywanie za pomocą wzorów elektronowych i kreskowych mechanizmu powstawania wiązań kowalencyjnych spolaryzowanych w cząsteczkach: chlorowodoru, bromowodoru i wody 	<ul style="list-style-type: none"> – wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane^P – wiązanie kowalencyjne spolaryzowane^P – polaryzacja wiązania – dipol^P
16.	Rodzaje wiązań chemicznych. Wiązanie koordynacyjne.	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>wiązanie koordynacyjne</i> • wskazuje donor i akceptor pary elektronowej w wiązaniu koordynacyjnym • wyjaśnia istotę wiązania metalicznego 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie za pomocą wzorów elektronowych i kreskowych mechanizmu powstawania wiązań 	<ul style="list-style-type: none"> – wiązanie koordynacyjne – donor pary elektronowej

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
	Wiązanie metaliczne		<ul style="list-style-type: none"> opisuje podstawowe właściwości metali na podstawie znajomości wiązania metalicznego 	koordynacyjnych w cząsteczkach tlenku siarki(IV), tlenku siarki(VI), kwasu siarkowego(VI), tlenku węgla(II), kwasu azotowego(V), kationu amonowego, kationu hydroniowego (oksoniowego)	<ul style="list-style-type: none"> – akceptor pary elektronowej – wiązanie metaliczne
17.	Oddziaływania międzycząsteczkowe. Wiązanie wodorowe. Siły van der Waalsa	1	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia sposób powstawania wiązania wodorowego określa wpływ wiązania wodorowego na nietypowe właściwości wody wyjaśnia pojęcie <i>siły van der Waalsa</i> 		<ul style="list-style-type: none"> – wiązanie wodorowe – siły van der Waalsa
18.	Wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji	1	<ul style="list-style-type: none"> podaje przykłady i określa właściwości substancji o wiązaniach jonowych podaje przykłady i określa właściwości substancji o wiązaniach kowalencyjnych określa właściwości substancji o wiązaniach metalicznych (metale i stopy metali) porównuje właściwości substancji jonowych, cząsteczkowych, kowalencyjnych, metalicznych i o wiązaniach wodorowych wyjaśnia wpływ rodzaju wiązania na właściwości substancji 		<ul style="list-style-type: none"> – substancje jonowe – substancje cząsteczkowe – substancje kowalencyjne – substancje metaliczne
19.	Hybrydyzacja orbitali atomowych	3	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcia <i>stan podstawowy</i> i <i>stan wzbudzony atomu</i> wyjaśnia, na czym polega hybrydyzacja orbitali atomowych 	<ul style="list-style-type: none"> przedstawianie graficzne (za pomocą schematu klatkowego) konfiguracji stanu podstawowego i stanu wzbudzonego na 	<ul style="list-style-type: none"> – stan podstawowy i stan wzbudzony – hybrydyzacja orbitali atomowych

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia zależność między typem hybrydyzacji a kształtem orbitali zhybrydowanych • wyjaśnia, na czym polega hybrydyzacja sp^3, sp^2, sp • określa inne typy hybrydyzacji • wyjaśnia, na czym polega hybrydyzacja w cząsteczkach węglowodorów nienasyconych^w 	<p>przykładzie atomów węgla i boru</p> <ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnienie budowy cząsteczki metanu na podstawie hybrydyzacji sp^3 • wyjaśnienie budowy cząsteczki fluorku boru na podstawie hybrydyzacji sp^2 • wyjaśnienie budowy cząsteczki wodoru berylu na podstawie hybrydyzacji sp 	<ul style="list-style-type: none"> – hybrydyzacja sp^3 – hybrydyzacja sp^2 – hybrydyzacja sp
20.	Geometria cząsteczek związków chemicznych	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcia: <i>atom centralny</i>, <i>ligand</i>, <i>liczba koordynacyjna</i> • wyjaśnia zależność między typem hybrydyzacji a kształtem cząsteczki • określa wpływ wolnych par elektronowych na geometrię cząsteczki 	<ul style="list-style-type: none"> • określanie wpływu typu hybrydyzacji na kształt cząsteczek, np.: tlenku węgla(IV), tlenku siarki(IV), metanu • wyjaśnianie wpływu wolnych par elektronowych na kształt cząsteczki wody i amoniaku 	<ul style="list-style-type: none"> – atom centralny – ligand – liczba koordynacyjna – moment dipolowy
21.	Podsumowanie wiadomości o wiązaniach chemicznych	2			
22.	Sprawdzian wiadomości i	1			

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
	umiejętności				
23.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			
Systematyka związków nieorganicznych (20 godzin lekcyjnych)					
24.	Równania reakcji chemicznych	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia różnicę między zjawiskiem fizycznym a reakcją chemiczną^P • definiuje pojęcia: <i>równanie reakcji chemicznej, substraty, produkty, reakcja syntezy, reakcja analizy, reakcja wymiany</i>^P • interpretuje równanie reakcji chemicznej w aspekcie jakościowym i ilościowym • podaje treść <i>prawa zachowania masy i prawa stałości składu związku chemicznego</i>^P 	<ul style="list-style-type: none"> • podawanie przykładów zjawisk fizycznych i reakcji chemicznych • zapisywanie równań reakcji chemicznych • dobieranie współczynników stechiometrycznych • wskazywanie substratów i produktów reakcji chemicznej • określanie typu reakcji chemicznych dla podanych przykładów • stosowanie prawa zachowania masy i prawa stałości składu związku chemicznego 	<ul style="list-style-type: none"> – zjawisko fizyczne^P – reakcja chemiczna^P – równanie reakcji chemicznej^P – reakcja syntezy^P – reakcja analizy^P – reakcja wymiany^P – prawo zachowania masy^P – prawo stałości składu związku chemicznego^P
25.	Tlenki	3	<ul style="list-style-type: none"> • opisuje budowę tlenków^P • podaje sposoby otrzymywania tlenków^P • podaje zasady nazewnictwa tlenków • klasyfikuje tlenki ze względu na ich charakter chemiczny^P • wyjaśnia zjawisko amfoteryczności tlenków • określa zmienność charakteru tlenków 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równań reakcji otrzymywania tlenków różnymi metodami • Doświadczenie 1. Badanie charakteru chemicznego tlenków metali i niemetali 	<ul style="list-style-type: none"> – tlenek obojętny – tlenek kwasowy^P – tlenek zasadowy^P – tlenek amfoteryczny – nadtlenuk

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<p>pierwiastków chemicznych grup głównych układu okresowego</p> <ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>nadtlenki</i> • przedstawia zastosowania tlenków w przemyśle i życiu codziennym^P 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 2. Badanie działania zasady i kwasu na tlenki • Doświadczenie 3. Badanie zachowania tlenku glinu wobec zasady i kwasu • zapisywanie równań reakcji wybranych tlenków z wodą • zapisywanie równań reakcji wybranych tlenków z kwasami i zasadami • zapisywanie równań reakcji tlenków amfoterycznych z kwasami i zasadami 	
26.	Kwasy	2	<ul style="list-style-type: none"> • opisuje budowę kwasów^P • podaje sposoby otrzymywania kwasów^P • klasyfikuje kwasy ze względu na budowę na beztlenowe i tlenowe^P • podaje reguły nazewnictwa kwasów^P • wyjaśnia pojęcie <i>moc kwasu</i> • wyjaśnia zachowanie kwasów wobec metali, tlenków metali, wodorotlenków i soli kwasów o mniejszej mocy • określa czynniki wpływające na moc kwasów • określa właściwości chemiczne kwasów^P 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie wzorów kwasów oraz ich nazw • zapisywanie równań reakcji otrzymywania kwasów tlenowych i beztlenowych • Doświadczenie 4. Reakcja tlenku fosforu(V) z wodą 	<ul style="list-style-type: none"> – kwas tlenowy^P – kwas beztlenowy^P – moc kwasu

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> omawia zastosowania kwasów w przemyśle i życiu codziennym^P 		
27.	Wodorotlenki	4	<ul style="list-style-type: none"> opisuje budowę wodorotlenków^P podaje sposoby otrzymywania wodorotlenków^P podaje zasady nazewnictwa wodorotlenków wyjaśnia różnice między wodorotlenkiem a zasadą^P określa właściwości chemiczne wodorotlenków^P wyjaśnia pojęcie <i>wodorotlenki amfoteryczne</i> omawia zastosowania wodorotlenków w przemyśle i życiu codziennym^P 	<ul style="list-style-type: none"> zapisywanie wzorów wodorotlenków oraz ich nazw zapisywanie równań reakcji otrzymywania wodorotlenków analiza tabeli rozpuszczalności i podawanie przykładów zasad i wodorotlenków Doświadczenie 5. Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III) 	<ul style="list-style-type: none"> wodorotlenek zasada wodorotlenek amfoteryczny
28.	Sole	5	<ul style="list-style-type: none"> opisuje budowę soli^P określa rodzaje soli podaje zasady nazewnictwa soli^P wymienia sposoby otrzymywania soli^P określa właściwości chemiczne soli^P omawia zastosowania soli w przemyśle i życiu codziennym^P 	<ul style="list-style-type: none"> zapisywanie wzorów soli na podstawie ich nazw zapisywanie nazw soli na podstawie ich wzorów zapisywanie równań reakcji otrzymywania soli różnymi metodami Doświadczenie 6. Porównanie aktywności chemicznej metali – przykłady reakcji wymiany pojedynczej Doświadczenie 7. Ogrzewanie siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5) 	<ul style="list-style-type: none"> sole obojętne wodorosole hydroksosole sole proste^P sole podwójne hydraty (sole uwodnione)

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
29.	Inne związki nieorganiczne	1	<ul style="list-style-type: none"> opisuje budowę wodorków, węglików i azotków określa właściwości wodorków, węglików, azotków przedstawia zastosowania wodorków, węglików, azotków 	<ul style="list-style-type: none"> określanie typu wiązania chemicznego występującego w azotkach zapisywanie równań reakcji chemicznych, w których wodorki, węgliki i azotki występują jako substraty 	<ul style="list-style-type: none"> wodorki węgliki azotki
30.	Podsumowanie wiadomości o rodzajach związków nieorganicznych	2			
31.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			
32.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			
Stechiometria (10 godzin lekcyjnych)					
33.	Mol i masa molowa	1	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcie <i>mol</i> wyjaśnia pojęcie <i>masa molowa</i> wyjaśnia pojęcie <i>liczba Avogadra</i> wyjaśnia pojęcie <i>stała Avogadra</i> 	<ul style="list-style-type: none"> obliczanie mas cząsteczkowych i mas molowych związków chemicznych ustalanie liczby atomów w próbce pierwiastka chemicznego ustalanie liczby cząsteczek w próbce związku chemicznego obliczanie liczby moli 	<ul style="list-style-type: none"> mol masa molowa liczba Avogadra stała Avogadra

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				związku chemicznego o danej masie <ul style="list-style-type: none"> • obliczanie masy próbki o wskazanej liczbie moli lub liczbie atomów • obliczanie składu procentowego związku chemicznego 	
34.	Objętość molowa gazów – prawo Avogadra	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>objętość molowa gazów</i> • podaje treść <i>prawa Avogadra</i> 	<ul style="list-style-type: none"> • obliczanie objętości molowej gazów w warunkach normalnych • obliczanie objętości gazu o danej masie w warunkach normalnych • obliczanie gęstości i liczby cząsteczek gazu w warunkach normalnych 	<ul style="list-style-type: none"> – objętość molowa gazów – prawo Avogadra
35.	Gazy doskonałe i rzeczywiste ^W	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>gaz doskonały^W</i> • zapisuje <i>równanie Clapeyrona^W</i> • wyjaśnia pojęcie <i>gaz rzeczywisty^W</i> 	<ul style="list-style-type: none"> • obliczanie objętości gazów w dowolnych warunkach ciśnienia i temperatury 	<ul style="list-style-type: none"> – <i>gaz doskonały^W</i> – <i>gaz rzeczywisty^W</i> – <i>równanie Clapeyrona^W</i>
36.	Obliczenia stechiometryczne	3	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, na czym polegają obliczenia stechiometryczne • definiuje pojęcie <i>wydajność reakcji chemicznej</i> • wyjaśnia różnicę między wzorem elementarnym (empirycznym) związku chemicznego a jego wzorem rzeczywistym 	<ul style="list-style-type: none"> • odczytywanie równań reakcji: <ul style="list-style-type: none"> – na sposób cząsteczkowy – na sposób molowy – ilościowo w masach molowych – ilościowo w 	<ul style="list-style-type: none"> – obliczenia stechiometryczne – <i>wydajność reakcji chemicznej</i> – <i>wzór rzeczywisty związku chemicznego</i> – <i>wzór elementarny (empiryczny) związku</i>

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				<p>objętościach molowych (gazy)</p> <p>– ilościowo w liczbach cząsteczek</p> <ul style="list-style-type: none"> • obliczenia w oparciu o równania reakcji chemicznych • obliczenia związane z wydajnością reakcji chemicznych • ustalanie wzoru rzeczywistego związku chemicznego • ustalanie wzoru elementarnego związku chemicznego 	chemicznego
37.	Podsumowanie wiadomości na temat obliczeń stechiometrycznych	2			
38.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			
39.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			
Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia (14 godzin lekcyjnych)					
40.	Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>stopień utlenienia pierwiastka chemicznego</i> • podaje reguły obliczania stopni utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych 	– obliczanie stopni utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych i jonach	– stopień utlenienia pierwiastka chemicznego

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
41.	Zmiana stopni utlenienia pierwiastków chemicznych w reakcjach chemicznych	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>reakcja utleniania-redukcji (redoks)</i> • definiuje pojęcia: <i>utlenianie, redukcja, utleniacz, reduktor</i> • określa, które pierwiastki chemiczne w stanie wolnym lub w związkach chemicznych mogą być utleniaczami, a które reduktorami 	<ul style="list-style-type: none"> • ustalanie reduktora i utleniacza oraz procesu utleniania i redukcji w reakcji redoks • interpretacja elektronowa reakcji redoks • zapisywanie schematów utleniania i redukcji • Doświadczenie 8. Reakcja magnezu z chlorkiem żelaza(III) • analizowanie równań reakcji chemicznych i określanie, które z nich są reakcjami redoks • podawanie przykładów utleniaczy i reduktorów 	<ul style="list-style-type: none"> – reakcja utleniania-redukcji – utleniacz – reduktor – utlenianie – redukcja – równanie półkowe
42.	Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji	3	<ul style="list-style-type: none"> • określa etapy ustalania współczynników stechiometrycznych w równaniach reakcji redoks metodą bilansu elektronowego • wyjaśnia pojęcie <i>szereg aktywności metali</i> • definiuje pojęcie <i>reakcja dysproporcjonowania</i> • podaje zastosowania reakcji redoks w przemyśle i rolę reakcji utleniania-redukcji w procesach biochemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> • ustalanie współczynników stechiometrycznych w równaniach reakcji utleniania-redukcji • Doświadczenie 9. Reakcja miedzi z azotanem(V) srebra(I) • Doświadczenie 10. Reakcja miedzi ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V) • analizowanie szeregu aktywności metali i 	<ul style="list-style-type: none"> – bilans elektronowy – szereg aktywności metali – reakcja dysproporcjonowania

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				<p>przewidywanie przebiegu reakcji różnych metali z wodą, kwasami i solami</p> <ul style="list-style-type: none"> ustalanie współczynników stechiometrycznych w równaniach reakcji dysproporcjonowania 	
43.	Ogniwa galwaniczne. Siła elektromotoryczna ogniwa ^W	2	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia, co to jest ogniwo galwaniczne i podaje zasadę jego działania^W wyjaśnia pojęcia <i>półogniwa</i> (katoda i anoda)^W opisuje budowę i zasadę działania ogniwa Daniella^W określa pojęcie <i>siła elektromotoryczna ogniwa</i>^W wyjaśnia pojęcie <i>standardowa (normalna) elektroda wodorowa</i>^W wyjaśnia pojęcie <i>potencjał standardowy półogniwa</i>^W wyjaśnia pojęcie <i>szereg elektrochemiczny metali</i> (szereg napięciowy)^W wyjaśnia, na czym polega korozja metali (chemiczna i elektrochemiczna)^W podaje metody zabezpieczania metali przed korozją^W 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 11. Badanie działania ogniwa Daniella zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w ogniwie Daniella obliczanie siły elektromotorycznej ogniwa Daniella obliczanie siły elektromotorycznej dowolnego ogniwa w oparciu o szereg napięciowy metali 	<ul style="list-style-type: none"> ogniwo galwaniczne^W katoda^W anoda^W półogniwo^W potencjał standardowy półogniwa^W normalna elektroda wodorowa^W szereg elektrochemiczny metali^W
44.	Elektroliza ^W	2	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia, na czym polega proces elektrolizy^W podaje różnicę między przebiegiem procesów elektrodowych w ogniwach i podczas elektrolizy^W wymienia reguły, które umożliwiają określenie produktów elektrolizy powstających na katodzie i na anodzie^W wyjaśnia różnicę między elektrolizą roztworów wodnych elektrolitów i stopionych soli^W 	<ul style="list-style-type: none"> zapisywanie równań reakcji elektrodowych dla roztworów wodnych i stopionych soli 	<ul style="list-style-type: none"> elektroliza^W

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
45.	Podsumowanie wiadomości na temat reakcji utleniania-redukcji	2			
46.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			
47.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			
Roztwory (12 godzin lekcyjnych)					
48.	Roztwory – mieszaniny substancji	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>mieszanina jednorodna</i>^P • wyjaśnia pojęcie <i>roztwór</i>^P • definiuje pojęcia: <i>roztwór właściwy, koloid, zawiesina</i>^P • wyjaśnia pojęcia: <i>roztwór ciekły, roztwór gazowy, roztwór stały</i> • określa metody rozdzielania mieszanin niejednorodnych substancji stałych w cieczach • określa metody rozdzielania mieszanin jednorodnych^P • wyjaśnia różnice między rozpuszczaniem a roztwarzaniem 	<ul style="list-style-type: none"> • podawanie przykładów roztworów o różnym stanie skupienia rozpuszczalnika i substancji rozpuszczanej • podawanie przykładów roztworów właściwych, koloidów i zawiesin • określanie metod rozdzielania na składniki mieszanin substancji stałych w cieczach • dobieranie metody rozdzielania mieszanin jednorodnych na składniki, w zależności od różnic we właściwościach składników mieszanin • Doświadczenie 12. Rozpuszczanie różnych 	<ul style="list-style-type: none"> – mieszanina jednorodna^P – roztwór^P – roztwór rzeczywisty – koloid^P – zawiesina^P – adsorpcja – rozpuszczanie^P – roztwarzanie

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
49.	Zol jako przykład koloidu	2	<ul style="list-style-type: none"> definiuje pojęcie <i>zol</i> wyjaśnia pojęcia <i>faza rozproszona</i> i <i>ośrodek dyspersyjny</i> określa metody otrzymywania koloidu (kondensacja, dyspersja) klasyfikuje koloidy ze względu na fazę rozproszoną i ośrodek dyspersyjny określa właściwości zoli wyjaśnia pojęcia <i>koloid liofilowy</i> i <i>koloid liofobowy</i> wyjaśnia pojęcia <i>koloid hydrofilowy</i> i <i>koloid hydrofobowy</i> wyjaśnia, na czym polega efekt Tyndalla wyjaśnia, na czym polegają koagulacja, peptyzacja, denaturacja wymienia zastosowania koloidów 	substancji w wodzie <ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 13. Obserwacja wiązki światła przechodzącej przez roztwór właściwy i zol Doświadczenie 14. Koagulacja białka 	<ul style="list-style-type: none"> koloid liofobowy koloid liofilowy koagulacja peptyzacja denaturacja efekt Tyndalla
50.	Rozpuszczalność substancji. Roztwory nasycone i nienasycone	2	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcie <i>rozpuszczalność substancji</i>^P określa czynniki wpływające na rozpuszczalność substancji^P określa czynniki wpływające na szybkość rozpuszczania substancji^P wyjaśnia pojęcie <i>roztwór nasycony</i>^P wyjaśnia pojęcia <i>roztwór nienasycony</i> i <i>roztwór przesycony</i> 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 15. Badanie rozpuszczalności chlorku sodu w wodzie i benzynie Doświadczenie 16. Badanie wpływu temperatury na rozpuszczalność gazów w wodzie analiza wykresów rozpuszczalności różnych substancji w wodzie 	<ul style="list-style-type: none"> rozpuszczalność substancji^P roztwór nasycony^P roztwór nienasycony roztwór przesycony
51.	Stężenie procentowe	2	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcie <i>stężenie procentowe roztworu</i> 	<ul style="list-style-type: none"> obliczanie stężenia 	<ul style="list-style-type: none"> stężenie procentowe

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
	roztworu		(zapisuje wzór) ^P	procentowego roztworu <ul style="list-style-type: none"> • obliczanie masy substancji rozpuszczonej • obliczanie stężenia procentowego roztworu otrzymanego przez zmieszanie dwóch roztworów o różnych stężeniach • obliczenia z wykorzystaniem reguły mieszania 	roztworu ^P
52.	Stężenie molowe roztworu	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>stężenie molowe roztworu</i> (zapisuje wzór) • wymienia zasady postępowania podczas sporządzania roztworów o określonym stężeniu procentowym lub molowym 	<ul style="list-style-type: none"> • obliczanie stężenia molowego roztworu • przeliczanie stężeń • sporządzanie 200 g wodnego roztworu chlorku sodu o stężeniu 10% • sporządzanie 100 cm³ wodnego roztworu azotanu(V) sodu o stężeniu 2 mol/dm³ 	– stężenie molowe roztworu
53.	Podsumowanie wiadomości na temat roztworów	1			
54.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			
55.	Omówienie wyników i	1			

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
	analiza sprawdzianu				
Kinetyka chemiczna (10 godzin lekcyjnych)					
56.	Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne	3	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcia: <i>układ zamknięty, układ izolowany, układ otwarty i otoczenie układu</i> • definiuje pojęcie <i>energia wewnętrzna układu</i> • wyjaśnia, na czym polega proces endoenergetyczny^P • wyjaśnia, na czym polega proces egzoenergetyczny^P • definiuje pojęcie <i>entalpia</i> • określa, co to jest efekt cieplny reakcji • wyjaśnia pojęcia <i>reakcja endotermiczna</i> i <i>reakcja egzotermiczna</i>^P • wyjaśnia pojęcie <i>równanie termochemiczne</i>^W • określa warunki standardowe^W • definiuje pojęcia <i>standardowa entalpia tworzenia</i>^W i <i>standardowa entalpia spalania</i>^W • podaje treść <i>reguły Lavoisiera-Laplace'a</i>^W • podaje treść <i>prawa Hessa</i>^W 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 17. Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie • Doświadczenie 18. Reakcja wodorowęglanu sodu z kwasem etanowym • Doświadczenie 19. Rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie • Doświadczenie 20. Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym • Doświadczenie 21. Reakcja cynku z kwasem siarkowym(VI) • interpretacja równania termochemicznego redukcji miedzi(II) wodorem • wyznaczenie standardowej entalpii rozkładu wody • obliczanie standardowej entalpii spalania węgla do tlenku węgla(II) 	<ul style="list-style-type: none"> – układ – otoczenie układu – procesy i reakcje endoenergetyczne^P – procesy i reakcje egzoenergetyczne^P – energia wewnętrzna układu – entalpia – reakcja endotermiczna^P – reakcja egzotermiczna^P – równanie termochemiczne – warunki standardowe – standardowa entalpia tworzenia – standardowa entalpia spalania – reguła Lavoisiera-Laplace'a – prawo Hessa

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
57.	Szybkość reakcji chemicznej	2	<ul style="list-style-type: none"> • definiuje pojęcie <i>szybkość reakcji chemicznej</i> i zapisuje wzór na obliczenie szybkości reakcji • omawia założenia teorii zderzeń aktywnych • zapisuje równanie kinetyczne reakcji chemicznej z jednym substratem • zapisuje równanie kinetyczne reakcji chemicznej z dwoma substratami • wyjaśnia pojęcie <i>energia aktywacji</i> • podaje treść <i>reguły van't Hoffa</i> • wymienia czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej^P • zapisuje ogólne równanie kinetyczne^W • wyjaśnia pojęcie <i>rząd reakcji chemicznej</i>^W • definiuje pojęcie <i>okres półtrwania reakcji chemicznej</i>^W • wyjaśnia pojęcie <i>temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej</i>^W 	<ul style="list-style-type: none"> • obliczanie średniej szybkości reakcji chemicznej • analiza wykresów zmian szybkości reakcji chemicznej odwracalnej i nieodwracalnej • analiza wykresu zmian stężenia substratu w funkcji czasu • analiza wykresu zmian stężenia produktu w funkcji czasu • Doświadczenie 22. Wpływ stężenia substratu na szybkość reakcji chemicznej • Doświadczenie 23. Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej • Doświadczenie 24. Wpływ rozdrobnienia substratów na szybkość reakcji chemicznej • obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej zwiększeniem stężenia 	<ul style="list-style-type: none"> – szybkość reakcji chemicznej – zderzenia aktywne – równanie kinetyczne reakcji chemicznej – energia aktywacji – reguła van't Hoffa – ogólne równanie kinetyczne^W – rząd reakcji chemicznej^W – okres półtrwania reakcji chemicznej^W – temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej^W

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				substratów • obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej podwyższeniem temperatury	
58.	Katalizatory i reakcje katalityczne	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>katalizatory</i>^P • wyjaśnia różnicę między katalizatorem a inhibitorem • wyjaśnia, na czym polega biokataliza^W • wyjaśnia pojęcie <i>aktywator</i>^W • wyjaśnia różnicę między katalizą homogeniczną, katalizą heterogeniczną i autokatalizą • wymienia zastosowania różnych rodzajów katalizy 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 25. Katalityczna synteza jodku magnezu • Doświadczenie 26. Katalityczny rozkład nadtlenu wodoru • analiza wykresu zmian energii w reakcji egzotermicznej bez katalizatora i z jego udziałem • podawanie przykładów substancji stosowanych jako katalizatory • podawanie przykładów katalizy homogenicznej, heterogenicznej i autokatalizy • podawanie przykładów inhibitorów oraz reakcji inhibicji • podanie przykładu biokatalizy 	<ul style="list-style-type: none"> – katalizator^P – inhibitor – biokataliza^W – aktywator^W – kataliza – inhibicja

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
59.	Podsumowanie wiadomości na temat kinetyki chemicznej	2			
60.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			
61.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			
Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów (22 godziny lekcyjne)					
62.	Równowaga chemiczna, stała równowagi	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, na czym polega różnica między reakcją odwracalną a reakcją nieodwracalną^P • definiuje pojęcie <i>stan równowagi chemicznej</i> • definiuje pojęcie <i>stała równowagi chemicznej</i> • zapisuje wzór na stałą równowagi chemicznej • podaje treść <i>prawa działania mas</i> • wyjaśnia pojęcia <i>równowaga homogeniczna</i> i <i>równowaga heterogeniczna</i> 	<ul style="list-style-type: none"> • podawanie przykładów reakcji odwracalnych i nieodwracalnych • zapisywanie wyrażeń na stałe równowagi chemicznej dla konkretnych reakcji chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> – reakcja odwracalna^P – reakcja nieodwracalna^P – stan równowagi chemicznej – stała równowagi chemicznej – prawo działania mas – równowaga homogeniczna – równowaga heterogeniczna
63.	Reguła przekory	2	<ul style="list-style-type: none"> • podaje treść <i>reguły przekory Le Chateliera-Brauna</i> • omawia wpływ stężenia substratów i produktów na stan równowagi chemicznej • określa wpływ ciśnienia substratów i produktów na stan równowagi chemicznej • omawia wpływ temperatury na stan równowagi chemicznej 	<ul style="list-style-type: none"> • określanie wpływu czynników zewnętrznych na stan równowagi chemicznej • obliczanie stałej równowagi chemicznej oraz wartości stężeń molowych substratów i produktów reakcji 	<ul style="list-style-type: none"> – reguła przekory Le Chateliera-Brauna

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				chemicznej <ul style="list-style-type: none"> • obliczanie stałej równowagi chemicznej oraz wartości stężeń molowych substratów reakcji chemicznej 	
64.	Dysocjacja elektrolityczna	3	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, na czym polega proces dysocjacji elektrolitycznej^P • definiuje pojęcia <i>elektrolity</i> i <i>nieelektrolity</i>^P • wyjaśnia pojęcie <i>wskaźniki kwasowo-zasadowe (pH)</i>^P • wyjaśnia rolę cząsteczek wody jako dipoli w procesie dysocjacji elektrolitycznej^P • wyjaśnia pojęcie <i>mocne elektrolity</i> • zapisuje ogólne równanie dysocjacji kwasów^P • wyjaśnia sposób powstawania jonów oksoniowych • omawia zjawisko dysocjacji elektrolitycznej kwasów wieloprotonowych • omawia zjawisko dysocjacji elektrolitycznej zasad wielowodorotlenowych • zapisuje ogólne równanie dysocjacji zasad^P • omawia zjawisko dysocjacji soli^P • zapisuje ogólne równanie dysocjacji soli^P • podaje założenia <i>teorii dysocjacji Arrheniusa</i> w odniesieniu do kwasów, zasad i soli^P • podaje założenia <i>teorii Brönsteda-Lowry'ego</i> w odniesieniu do kwasów i zasad • podaje założenia <i>teorii Lewisa</i> w odniesieniu do kwasów i zasad 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 27. Badanie zjawiska przewodzenia prądu elektrycznego i zmiany barwy wskaźników kwasowo-zasadowych w wodnych roztworach różnych związków chemicznych • odróżnianie elektrolitu od nieelektrolitu • wymienianie przykładów elektrolitów i nieelektrolitów • opisywanie procesu dysocjacji elektrolitycznej na przykładach • zapisywanie równań reakcji dysocjacji elektrolitycznej kwasów, zasad i soli wg teorii Arrheniusa • zapisywanie równań reakcji dysocjacji kwasów 	<ul style="list-style-type: none"> – dysocjacja elektrolityczna^P – elektrolity^P – nieelektrolity^P – wskaźniki kwasowo-zasadowe (pH)^P – dipol^P – mocne elektrolity – dysocjacja kwasów^P – jon oksoniowy – dysocjacja zasad^P – dysocjacja soli^P – teoria Arrheniusa^P – teoria Brönsteda-Lowry'ego – teoria Lewisa

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				i zasad z zastosowaniem teorii Brönsteda-Lowry'ego <ul style="list-style-type: none"> zapisywanie równań reakcji dysocjacji kwasów i zasad wg teorii Lewisa 	
65.	Stała dysocjacji elektrolitycznej, stopień dysocjacji elektrolitycznej	2	<ul style="list-style-type: none"> definiuje pojęcie <i>stała dysocjacji elektrolitycznej</i> zapisuje wzór na stałą dysocjacji elektrolitycznej określa czynniki wpływające na stałą dysocjacji elektrolitycznej wyjaśnia pojęcia <i>mocne elektrolity</i> i <i>słabe elektrolity</i> porównuje moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji wyjaśnia pojęcie <i>stopień dysocjacji elektrolitycznej</i> zapisuje wzór na obliczanie stopnia dysocjacji elektrolitycznej podaje treść <i>prawa rozcieńczeń Ostwalda^W</i> zapisuje wzór na prawo rozcieńczeń Ostwalda^W 	<ul style="list-style-type: none"> obliczanie stałej dysocjacji elektrolitycznej podawanie przykładów mocnych i słabych elektrolitów porównanie mocy elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji obliczanie stopnia dysocjacji elektrolitycznej obliczanie liczby moli w roztworze obliczanie stopnia dysocjacji elektrolitycznej elektrolitu o znanym stężeniu 	<ul style="list-style-type: none"> stała dysocjacji elektrolitycznej mocne elektrolity słabe elektrolity stopień dysocjacji elektrolitycznej prawo rozcieńczeń Ostwalda^W
66.	Odczyn wodnych roztworów substancji – pH	2	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcie <i>odczyn roztworu^P</i> wyjaśnia pojęcie <i>wykładnik stężenia jonów wodoru (pH)</i> omawia skalę pH^P 	<ul style="list-style-type: none"> określanie charakteru chemicznego roztworów o różnym pH wyznaczanie pH substancji z użyciem uniwersalnych papierków wskaźnikowych obliczanie wartości pH 	<ul style="list-style-type: none"> odczyn roztworu pH roztworu skala pH

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
67.	Reakcje zobojętniania	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, na czym polega reakcja zobojętniania^P • wyjaśnia, na czym polega zapis cząsteczkowy, jonowy i skrócony jonowy reakcji zobojętniania^P 	roztworu <ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 28. Reakcje zobojętniania zasad kwasami • zapisywanie równań reakcji zobojętniania w postaci cząsteczkowej, jonowej i skróconego zapisu jonowego 	<ul style="list-style-type: none"> – reakcje zobojętniania^P – zapis cząsteczkowy równań reakcji zobojętniania^P – zapis jonowy równań reakcji zobojętniania^P – zapis jonowy skrócony równań reakcji zobojętniania^P
68.	Reakcje strącania osadów	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, na czym polega reakcja strącania osadów^P • definiuje pojęcie <i>iloczyn jonowy elektrolitu</i> i zapisuje wzór na obliczenie jego wartości^W • wyjaśnia pojęcie <i>iloczyn rozpuszczalności substancji</i>^W • wyjaśnia zależność między wartością iloczynu rozpuszczalności a rozpuszczalnością soli w danej temperaturze^W • wyjaśnia, na czym polega efekt wspólnego jonu^W 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 29. Otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych wodorotlenków • Doświadczenie 30. Strącanie osadu trudno rozpuszczalnej soli • zapisywanie równań reakcji strącania osadów w postaci cząsteczkowej, jonowej i skróconego zapisu jonowego • analizowanie tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie pod kątem możliwości przeprowadzenia reakcji strącania osadów • analizowanie wartości 	<ul style="list-style-type: none"> – reakcje strącania osadów – iloczyn jonowy elektrolitu – iloczyn rozpuszczalności – efekt wspólnego jonu

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				iloczynów rozpuszczalności wybranych soli w wodzie w postaci cząsteczkowej, jonowej i skróconego zapisu jonowego	
69.	Hydroliza soli	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, na czym polega reakcja hydrolizy soli • określa, jakiego typu sole ulegają hydrolizie • określa odczyn wodnego roztworu soli oraz rodzaj reakcji hydrolizy • wyjaśnia pojęcia <i>hydroliza kationowa</i> i <i>hydroliza anionowa</i> 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 31. Badanie odczynu wodnych roztworów soli • zapisywanie równań reakcji hydrolizy soli 	<ul style="list-style-type: none"> – hydroliza soli – hydroliza kationowa – hydroliza anionowa
70.	Podsumowanie wiadomości na temat reakcji w roztworach wodnych elektrolitów	3			
71.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			
72.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			
Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych (36 godzin lekcyjnych)					
73.	Wodór i hel	1	<ul style="list-style-type: none"> • podaje kryterium przynależności pierwiastków chemicznych do bloku s • zapisuje konfigurację elektronową atomu wodoru • określa właściwości fizyczne, chemiczne i występowanie wodoru^P • projektuje i opisuje doświadczenia chemiczne, w których wyniku można otrzymać wodór^P • omawia sposób otrzymywania gazu wodnego 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równań reakcji otrzymywania wodoru na skalę przemysłową • zapisywanie równań reakcji utleniania-redukcji z wodorem 	<ul style="list-style-type: none"> – blok s – gaz wodny

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> • zapisuje konfigurację elektronową atomu helu • wymienia właściwości fizyczne, chemiczne, występowanie i sposoby otrzymywania helu^P • wymienia zastosowania wodoru i helu^P 		
74.	Litowce	2	<ul style="list-style-type: none"> • wymienia nazwy i symbole pierwiastków chemicznych zaliczanych do litowców^P • podaje kryterium podziału metali na lekkie i ciężkie^P • zapisuje konfigurację elektronową powłoki walencyjnej litowców • wymienia właściwości fizyczne i chemiczne, oraz sposoby otrzymywania i występowanie litowców • wymienia zastosowania litowców^P • wyjaśnia pojęcia: <i>tlenki</i>, <i>nadtlenki</i> i <i>ponadtlenki</i> litowców • wyjaśnia sposób powstawania wodorków litowców • omawia sposób powstawania azotków litowców • ustala produkty reakcji litowców z siarką • określa przebieg i produkty reakcji litowców z wodą • ustala produkty reakcji litowców z kwasami 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 32. Badanie właściwości sodu • Doświadczenie 33. Reakcja sodu z wodą • projektowanie doświadczeń chemicznych umożliwiających ustalenie charakteru chemicznego tlenków litowców • zapisywanie równań reakcji litowców z tlenem, wodorem, siarką, azotem, wodą i kwasami 	<ul style="list-style-type: none"> – litowce^P – metale lekkie^P – metale ciężkie^P – nadtlenki – ponadtlenki – wodorki litowców – azotki litowców
75.	Berylowce	2	<ul style="list-style-type: none"> • wymienia nazwy i symbole pierwiastków chemicznych zaliczanych do berylowców^P • zapisuje konfigurację elektronową powłoki walencyjnej berylowców • wymienia właściwości fizyczne, chemiczne, sposoby otrzymywania oraz występowanie berylowców • wymienia zastosowania berylowców • omawia przebieg reakcji chemicznych berylowców z tlenem, niemetalami, wodą i kwasami^P • wyjaśnia, dlaczego beryl reaguje ze stężonymi 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równań reakcji berylowców z tlenem, niemetalami, wodą i kwasami • zapisywanie równań reakcji berylu ze stężonym roztworem wodorotlenku sodu • wskazanie jonu centralnego i ligandów w 	<ul style="list-style-type: none"> – berylowce^P – tetrahydroksoberylan sodu – związki koordynacyjne – atom (jon centralny) – ligandy

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			roztworami zasad <ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia nazwę związku chemicznego <i>tetrahydroksoberylan sodu</i> • wyjaśnia pojęcie <i>związki koordynacyjnej</i> 	cząsteczce tetrahydroksoberylanu sodu	
76.	Blok s – podsumowanie	1	<ul style="list-style-type: none"> • wskazuje grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych tworzące blok s • wymienia nazwy pierwiastków chemicznych należących do bloku s • wymienia typowe właściwości pierwiastków chemicznych bloku s • wyjaśnia jak, ze zwiększaniem się liczby atomowej, zmieniają się elektroujemność, aktywność chemiczna, zdolność oddawania elektronów i charakter metaliczny pierwiastków chemicznych bloku s • wymienia zastosowania pierwiastków chemicznych bloku s i ich związków chemicznych^P 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równań reakcji chemicznych, jakim ulegają pierwiastki chemiczne bloku s • zapisywanie równań reakcji powstawania jonów z atomów pierwiastków chemicznych bloku s 	
77.	Borowce	2	<ul style="list-style-type: none"> • podaje kryterium przynależności pierwiastków chemicznych do bloku p • zapisuje konfigurację elektronową powłoki walencyjnej borowców • wymienia nazwy i symbole pierwiastków chemicznych zaliczanych do borowców • wymienia właściwości fizyczne, chemiczne, występowanie i zastosowania borowców • wyjaśnia, jak powstają tlenki, halogenki, azotki i wodorki borowców • wyjaśnia, jak zmienia się charakter chemiczny tlenków borowców wraz ze zwiększeniem się liczby 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 34. Działanie roztworów mocnych kwasów na glin • Doświadczenie 35. Pasywacja glinu w kwasie azotowym(V) • zapisywanie równań reakcji glinu z kwasami: chlorowodorowym, siarkowym(VI) i azotowym(V) • zapisywanie równania reakcji glinu z roztworem 	<ul style="list-style-type: none"> – blok p – borowce – tetrahydroksoglinian sodu – pasywacja

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			atomowej borowca <ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, jaki charakter chemiczny ma glin • wyjaśnia, co to jest i kiedy powstaje związek chemiczny o nazwie tetrahydroksoglinian sodu • wyjaśnia, na czym polega pasywacja glinu w kwasie azotowym(V) • wyjaśnia, jaki charakter chemiczny ma wodorotlenek glinu • wyjaśnia, jaki charakter chemiczny ma tlenek glinu^P 	mocnej zasady <ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równania reakcji redukcji tlenków metali z zastosowaniem pyłu glinowego (aluminotermia) • Doświadczenie 36. Działanie kwasu i zasady na wodorotlenek glinu • zapisywanie równań reakcji wodorotlenku glinu z kwasem chlorowodorowym i wodorotlenkiem sodu 	
78.	Węglowce	2	<ul style="list-style-type: none"> • wymienia nazwy i symbole pierwiastków chemicznych zaliczanych do węglowców^P • zapisuje konfigurację elektronową powłoki walencyjnej węglowców • określa właściwości fizyczne, chemiczne, występowanie i zastosowania węglowców • wymienia nazwy odmian alotropowych węgla^P • wyjaśnia, jak zmienia się charakter chemiczny tlenków węglowców wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej i stopnia utlenienia węglowca • wyjaśnia pojęcie <i>krzemionka</i>^P • wyjaśnia, jakie związki chemiczne tworzą węglowce z: fluorowcami, siarką, azotem i wodorem • wyjaśnia pojęcia: <i>węglowodory</i>^P, <i>krzemowodory (silany)</i> i <i>germanowodory</i> 	<ul style="list-style-type: none"> • projektowanie doświadczeń chemicznych umożliwiających wykazanie zmienności charakteru chemicznego węglowców • zapisywanie różnorodnych równań reakcji chemicznych węglowców i ich związków chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> – węglowce^P – krzemionka^P – węglowodory^P – krzemowodory – germanowodory

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
79.	Azotowce	2	<ul style="list-style-type: none"> wymienia nazwy i symbole pierwiastków chemicznych zaliczanych do azotowców^P zapisuje konfigurację elektronową powłoki walencyjnej azotowców wymienia właściwości fizyczne, chemiczne, występowanie i zastosowania azotowców wymienia nazwy odmian alotropowych azotowców wyjaśnia pojęcie <i>chemiluminescencja</i> wyjaśnia, jak powstają tlenki azotowców wyjaśnia, jak zmienia się charakter chemiczny tlenków azotowców wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej i stopnia utlenienia azotowca wyjaśnia, co to są azotki, fosforki i wodorki azotowców omawia właściwości amoniaku wymienia nazwy związków chemicznych, jakie z tlenem tworzy azot zapisuje wzory sumaryczne i nazwy kwasów tlenowych azotu omawia właściwości kwasu azotowego(V)^P 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 37. Badanie właściwości amoniaku zapisywanie równań reakcji powstawania soli amonowych zapisywanie równań reakcji tlenków azotu z wodą Doświadczenie 38. Badanie właściwości kwasu azotowego(V) zapisywanie równania reakcji rozkładu stężonego roztworu kwasu azotowego(V) zapisywanie równań reakcji stężonego roztworu kwasu azotowego(V) z węglem i siarką projektowanie doświadczeń chemicznych umożliwiających ustalenie charakteru chemicznego wybranych tlenków azotowców, np. tlenku fosforu(V) 	<ul style="list-style-type: none"> – azotowce^P – chemiluminescencja – amoniak – sole amonowe
80.	Tlenowce	4	<ul style="list-style-type: none"> wymienia nazwy i symbole pierwiastków chemicznych zaliczanych do tlenowców^P 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 39. Otrzymywanie tlenu z 	<ul style="list-style-type: none"> – tlenowce^P – manganian(VII)

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> • zapisuje konfigurację elektronową powłoki walencyjnej tlenowców • wymienia właściwości fizyczne, chemiczne, występowanie i zastosowania tlenowców • wymienia nazwy odmian alotropowych tlenu i siarki^P • wyjaśnia, jak zmienia się charakter chemiczny tlenków tlenowców wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej i stopnia utlenienia tlenowca • wyjaśnia, co to są siarczki, selenki, tellurki i wodorki tlenowców • omawia budowę cząsteczki tlenu i wynikającą z niej aktywność chemiczną tego pierwiastka • omawia sposób otrzymywania tlenu^P • wyjaśnia przebieg reakcji spalania pierwiastków chemicznych w tlenie^P • omawia sposób otrzymywania siarki plastycznej • wymienia właściwości tlenku siarki(IV)^P • zapisuje wzory i nazwy tlenowych kwasów siarki • określa właściwości stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI)^P • wyjaśnia, dlaczego stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) jest żrący^P • stosuje zasady BHP podczas rozcieńczania stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI)^P • omawia sposób otrzymywania siarkowodoru^P • wyjaśnia, co to jest kwas siarkowodorowy^P 	<p>manganianu(VII) potasu</p> <ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 40. Spalanie siarki, węgla i magnezu w tlenie • Doświadczenie 41. Otrzymywanie siarki plastycznej • Doświadczenie 42. Badanie właściwości tlenku siarki(IV) • Doświadczenie 43. Badanie właściwości stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) • Doświadczenie 44. Otrzymywanie siarkowodoru z siarczku żelaza(II) i kwasu solnego • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach: 39., 40., 41., 42., 43. i 44. 	<p>potasu</p> <ul style="list-style-type: none"> – ozon^P – siarka plastyczna – kwas siarkowy(IV)^P – kwas siarkowy(VI)^P – siarkowodór^P
81.	Fluorowce	2	<ul style="list-style-type: none"> • wymienia nazwy i symbole pierwiastków chemicznych zaliczanych do fluorowców^P • zapisuje konfigurację elektronową powłoki 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 45. Badanie aktywności chemicznej fluorowców 	<ul style="list-style-type: none"> – fluorowce^P – kwasy tlenowe fluorowców

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<p>walencyjnej fluorowców</p> <ul style="list-style-type: none"> wymienia właściwości fizyczne, chemiczne, występowanie i zastosowania fluorowców wyjaśnia, jak zmienia się aktywność chemiczna i właściwości utleniające fluorowców wraz ze zwiększaniem się ich liczby atomowej zapisuje wzory i nazwy beztlenowych kwasów fluorowców zapisuje wzory i nazwy tlenowych kwasów fluorowców wyjaśnia, jak zmienia się moc kwasów tlenowych fluorowców wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej fluorowca wyjaśnia, jak zmienia się moc kwasów tlenowych chloru wraz ze zwiększaniem się stopnia utlenienia chloru omawia i uzasadnia zmianę mocy kwasów beztlenowych fluorowców wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej fluorowca wymienia przykłady związków chemicznych metali i niemetalu z fluorowcami, ze szczególnym uwzględnieniem związków chloru 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 46. Działanie chloru na substancje barwne Doświadczenie 47. Reakcja chloru z sodem zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach: 45. i 47. 	<ul style="list-style-type: none"> kwasy tlenowe chloru chlorany
82.	Helowce	1	<ul style="list-style-type: none"> wskazuje grupy układu okresowego pierwiastków tworzące blok helowców^P zapisuje konfigurację elektronową powłoki walencyjnej helowców wyjaśnia, dlaczego helowce są bierne chemicznie wymienia właściwości fizyczne, chemiczne, występowanie i zastosowania helowców 	<ul style="list-style-type: none"> zapisywanie wzorów połączeń chemicznych ksenonu z fluorem i tlenem oraz kryptonu z fluorem 	<ul style="list-style-type: none"> helowce połączenia klatratowe helowców

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> wymienia przykłady połączeń chemicznych kryptonu i ksenonu wyjaśnia, co to są połączenia klatratowe helowców 		
83.	Blok <i>p</i> – podsumowanie	2	<ul style="list-style-type: none"> wskazuje grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych tworzące blok <i>p</i> wymienia nazwy pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> wyjaśnia, w jaki sposób rozbudowuje się podpowłoka <i>p</i> przy zapełnionej podpowłoczce <i>s</i> powłoki walencyjnej pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> omawia zmienność właściwości pierwiastków chemicznych poszczególnych grup bloku <i>p</i> na podstawie konfiguracji elektronowej powłok walencyjnych wyjaśnia, na podstawie znajomości konfiguracji elektronowej powłoki walencyjnej, które z pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> tworzą kationy, a które aniony omawia zastosowania pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> i ich związków chemicznych^P 	<ul style="list-style-type: none"> zapisywanie równań reakcji chemicznych, jakim ulegają pierwiastki chemiczne bloku <i>p</i> zapisywanie równań reakcji powstawania jonów z atomów wybranych pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> 	
84.	Chrom ²⁴ Cr	3	<ul style="list-style-type: none"> podaje kryterium przynależności pierwiastków chemicznych do bloku <i>d</i> wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne zaliczane do chromowców (chrom, molibden, wolfram, seaborg) wymienia właściwości fizyczne chromu zapisuje konfigurację elektronową chromu wyjaśnia, na czym polega promocja elektronu z podpowłoki 4<i>s</i> na podpowłokę 3<i>d</i> 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 48. Otrzymywanie wodorotlenku chromu(III) Doświadczenie 49. Reakcja wodorotlenku chromu(III) z kwasem i zasadą Doświadczenie 50. Utlenianie jonów chromu(III) nadtlenkiem 	<ul style="list-style-type: none"> – blok <i>d</i> – chrom – promocja elektronu – wodorotlenek chromu(III) – heksahydroksochromian(III) sodu – chromian(VI) sodu – dichromian(VI)

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> omawia sposób otrzymywania wodorotlenku chromu(III) wymienia właściwości wodorotlenku chromu(III) określa charakter chemiczny związków chromu w zależności od stopnia utlenienia chromu omawia zmianę charakteru chemicznego i właściwości utleniających chromu w jego związkach chemicznych wraz ze zwiększaniem się stopnia utlenienia 	<p>wodoru w środowisku wodorotlenku sodu</p> <ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 51. Reakcja chromianu(VI) sodu z kwasem siarkowym(VI) Doświadczenie 52. Reakcja dichromianu(VI) potasu z azotanem(III) potasu w środowisku kwasu siarkowego(VI) zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach: 48., 49., 50., 51. i 52. 	<p>potasu</p> <ul style="list-style-type: none"> – jon heksahydroksochromianowy(III) – jon chromu(III) – jon chromianowy(III) – jon dichromianowy(VI)
85.	Mangan $_{25}\text{Mn}$	2	<ul style="list-style-type: none"> wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne należące do manganowców (mangan, technet, ren, bohr) wymienia właściwości fizyczne manganu zapisuje konfigurację elektronową manganu opisuje przebieg reakcji manganianu(VII) potasu z siarczanem(IV) sodu w środowisku kwasowym, obojętnym i zasadowym zapisuje wzory i nazwy oraz określa sposoby otrzymywania ważniejszych związków manganu określa charakter chemiczny związków manganu w zależności od stopnia utlenienia manganu omawia zmianę charakteru chemicznego i właściwości utleniających manganu w jego 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 53. Reakcja manganianu(VII) potasu z siarczanem(IV) sodu w środowiskach kwasowym, obojętnym i zasadowym zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniu 53. 	<ul style="list-style-type: none"> – mangan – siarczan(VI) manganu(II) – tlenek manganu(IV) – manganian(VI) potasu – wodorotlenek manganu(II) – oksowodorotlenek manganu(III) – tlenek manganu(II) dimanganu(III) – jon manganianowy(V)

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			związkach chemicznych wraz ze zwiększaniem się stopnia utlenienia		– jon manganianowy(VI) – jon manganianowy(VII)
86.	Zelazo ${}_{26}\text{Fe}$	2	<ul style="list-style-type: none"> wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne należące do żelazowców (żelazo, kobalt, nikiel) wymienia właściwości fizyczne żelaza^P wyjaśnia, na czym polega pasywacja żelaza zapisuje konfigurację elektronową żelaza omawia przebieg reakcji otrzymywania wodorotlenku żelaza(II) omawia przebieg reakcji otrzymywania wodorotlenku żelaza(III) wyjaśnia, w jaki sposób bada się właściwości wodorotlenku żelaza(II) i wodorotlenku żelaza(III) zapisuje wzory i nazwy oraz omawia sposoby otrzymywania ważniejszych związków żelaza określa charakter chemiczny związków żelaza w zależności od stopnia utlenienia żelaza 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 54. Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(II) i badanie jego właściwości Doświadczenie 55. Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III) i badanie jego właściwości zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 54. i 55. 	<ul style="list-style-type: none"> żelazo^P pasywacja żelaza^P wodorotlenek żelaza(II) wodorotlenek żelaza(III) tlenek żelaza(II) tlenek żelaza(III)
87.	Miedź ${}_{29}\text{Cu}$	1	<ul style="list-style-type: none"> wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne należące do miedziowców (miedź, srebro, złoto, roentgen) wymienia właściwości fizyczne miedzi^P wyjaśnia, jak powstaje patyna zapisuje konfigurację elektronową miedzi wyjaśnia, na czym polega promocja elektronu z podpowłoki 4s na podpowłokę 3d omawia sposób otrzymywania wodorotlenku 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 56. Otrzymywanie wodorotlenku miedzi(II) Doświadczenie 57. Badanie właściwości wodorotlenku miedzi(II) zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w 	<ul style="list-style-type: none"> miedź patyna^P wodorotlenek miedzi(II)^P

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<p>miedzi(II)</p> <ul style="list-style-type: none"> omawia, w jaki sposób bada się właściwości wodorotlenku miedzi(II) 	doświadczeniach 56. i 57.	
88.	Blok <i>d</i> – podsumowanie	1	<ul style="list-style-type: none"> wskazuje grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych tworzące blok <i>d</i> wymienia nazwy przykładowych pierwiastków chemicznych bloku <i>d</i> określa, na jakich podpowłokach są rozmieszczone elektrony walencyjne w atomach pierwiastków chemicznych bloku <i>d</i> określa, do jakiego typu pierwiastków chemicznych zaliczają się pierwiastki bloku <i>d</i> omawia, jak zmienia się charakter chemiczny tlenków pierwiastków chemicznych bloku <i>d</i> wraz ze zwiększaniem się stopnia utlenienia tych pierwiastków chemicznych omawia, jak zmieniają się właściwości utleniające związków chemicznych wraz ze zwiększaniem się stopnia utlenienia pierwiastków chemicznych bloku <i>d</i> omawia zastosowania pierwiastków chemicznych bloku <i>d</i> i ich związków chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> zapisywanie równań reakcji chemicznych, jakim ulegają pierwiastki chemiczne bloku <i>d</i> ze szczególnym uwzględnieniem reakcji utleniania-redukcji 	
89.	Pierwiastki chemiczne bloku <i>f^w</i>	1	<ul style="list-style-type: none"> podaje kryterium przynależności pierwiastków chemicznych do bloku <i>f^w</i> wyjaśnia, co to są aktynowce i lantanowce^w wymienia najważniejsze informacje o lantanowcach^w wymienia najważniejsze informacje o aktynowcach^w omawia zastosowania pierwiastków chemicznych 		<ul style="list-style-type: none"> – blok <i>f^w</i> – lantanowce^w – aktynowce^w

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			bloku <i>f^w</i>		
90.	Podsumowanie wiadomości na temat pierwiastków i związków chemicznych	3			
91.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			
92.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			
Chemia organiczna jako chemia związków węgla (2 godziny lekcyjne)					
93.	Węgiel i jego związki chemiczne. Wykrywanie pierwiastków chemicznych w związkach organicznych ^P	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>chemia organiczna</i> • omawia rozwój chemii organicznej oraz znaczenie i różnorodność związków organicznych • określa właściwości węgla na podstawie położenia tego pierwiastka chemicznego w układzie okresowym • wymienia nazwy odmian alotropowych węgla i wyjaśnia różnice w ich właściwościach • wymienia nazwy poznanych nieorganicznych związków węgla • wykrywa obecność węgla, wodoru i innych pierwiastków chemicznych w związkach organicznych 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 58. Wykrywanie obecności węgla, wodoru i tlenu w substancji organicznej • Doświadczenie 59. Wykrywanie obecności siarki i azotu w związkach organicznych 	<ul style="list-style-type: none"> – chemia organiczna – skład pierwiastkowy związków organicznych
94.	Metody rozdzielania i oczyszczania związków chemicznych ^P	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia konieczność oczyszczania substancji z domieszek oraz rozdzielania substancji na składniki • wyjaśnia pojęcia: <i>krystalizacja, sublimacja, destylacja</i> i <i>ekstrakcja</i> 	<ul style="list-style-type: none"> • projektowanie doświadczeń chemicznych umożliwiających rozdzielanie na składniki mieszanin jednorodnych, 	<ul style="list-style-type: none"> – sublimacja^P – krystalizacja^P – destylacja^P

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				np. etanolu i acetonu lub roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) w wodzie	
Węglowodory (30 godzin lekcyjnych)					
95.	Węglowodory nasycone – alkanany	6	<ul style="list-style-type: none"> • podaje założenia teorii strukturalnej budowy związków organicznych • wyjaśnia zależność budowy przestrzennej węglowodorów od typu hybrydyzacji orbitali atomowych węgla • definiuje pojęcie <i>alkany</i> i wyjaśnia, dlaczego zalicza się je do węglowodorów nasyconych^P • omawia budowę cząsteczki metanu • otrzymuje metan i bada jego właściwości^P • zapisuje równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego metanu^P • zapisuje równanie reakcji bromowania metanu i wyjaśnia jej mechanizm • wyjaśnia pojęcie <i>reakcja substytucji</i>^P • definiuje pojęcie <i>szereg homologiczny alkanów</i> i zapisuje wzór ogólny alkanów^P • omawia zmiany właściwości w szeregu homologicznym alkanów^P • zapisuje nazwy, wzory strukturalne, półstrukturalne, kreskowe i sumaryczne alkanów • bada właściwości dowolnego alkanu^P • zapisuje równania reakcji substytucji (podstawiania) i spalania alkanów^P • definiuje pojęcie <i>izomeria łańcuchowa</i> • porównuje właściwości izomerów 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 60. Spalanie gazu ziemnego • Doświadczenie 61. Otrzymywanie metanu • Doświadczenie 62. Badanie zachowania metanu wobec wody bromowej i roztworu manganianu(VII) potasu • Doświadczenie 63. Badanie właściwości butanu i benzyny • zapisywanie równań reakcji zachodzących w doświadczeniach 60.–63. • zapisywanie wzorów sumarycznych, półstrukturalnych, strukturalnych i kreskowych alkanów zawierających od 1 do 10 atomów węgla w cząsteczce • ustalanie nazw systematycznych izomerów alkanów 	<ul style="list-style-type: none"> – alkanany^P – szereg homologiczny alkanów^P – wzór ogólny alkanów^P – wzór sumaryczny^P – wzór strukturalny^P – wzór kreskowy – wzór półstrukturalny^P – reakcja spalania całkowitego^P – reakcja spalania niecałkowitego^P – reakcja substytucji^P – izomeria łańcuchowa – rzędowość atomów węgla w cząsteczkach alkanów

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia reguły tworzenia nazw systematycznych izomerów alkanów • określa rzędowość atomów węgla w cząsteczkach alkanów • omawia zastosowania i występowanie alkanów^P • omawia cykloalkany 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie wzorów alkanów o podanych nazwach • określanie rzędowości atomów węgla w cząsteczkach alkanów 	
96.	Węglowodory nienasycone – alkeny	6	<ul style="list-style-type: none"> • definiuje pojęcie <i>alkeny</i> i wyjaśnia, dlaczego zalicza się je do węglowodorów nienasyconych^P • wyjaśnia budowę cząsteczki etenu na podstawie hybrydyzacji orbitali atomowych węgla • otrzymuje eten w reakcji rozkładu polietylenu^P • wyjaśnia pojęcie <i>reakcja eliminacji</i> • omawia sposoby otrzymywania etenu w reakcjach eliminacji • bada właściwości etenu (spalanie, reakcja z wodą bromową)^P • zapisuje równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego etenu^P • stosuje regułę Markownikowa • zapisuje równania reakcji etenu z bromem, wodorem, chlorem, chlorowodorem, bromowodorem i wodą oraz wyjaśnia mechanizm tych reakcji chemicznych • wyjaśnia pojęcie <i>polimeryzacja etenu</i>^P • zapisuje równania reakcji polimeryzacji • wyjaśnia przebieg reakcji utleniania-redukcji z udziałem związków organicznych na przykładzie etenu • przedstawia szereg homologiczny alkenów i zapisuje 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 64. Otrzymywanie etenu z polietylenu • Doświadczenie 65. Spalanie etenu oraz badanie zachowania etenu wobec wody bromowej i roztworu manganianu(VII) potasu • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 64. i 65. • zapisywanie wzorów sumarycznych, półstrukturalnych, strukturalnych i kreskowych alkenów • ustalanie nazw systematycznych alkenów • zapisywanie wzorów alkenów o podanych nazwach • planowanie ciągu 	<ul style="list-style-type: none"> – alkeny^P – szereg homologiczny alkenów^P – wzór ogólny alkenów^P – reguła Markownikowa – reakcja addycji^P – reakcja polimeryzacji^P – reakcja eliminacji^P

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<p>wzór ogólny alkenów^P</p> <ul style="list-style-type: none"> • omawia zmiany właściwości w szeregu homologicznym alkenów^P • zapisuje nazwy, wzory strukturalne, półstrukturalne, kreskowe i sumaryczne alkenów • podaje zasady tworzenia nazw izomerów alkenów • omawia zastosowania i występowanie alkenów^P 	<p>przemian umożliwiających otrzymanie, np. etenu z etanu z udziałem fluorowcopochodnych węglowodorów i zapisywanie odpowiednich równań reakcji chemicznych</p> <ul style="list-style-type: none"> • określanie stopni utlenienia węgla w związkach organicznych • uzgadnianie równań reakcji utleniania-redukcji z udziałem związków organicznych metodą bilansu elektronowego oraz metodą jonowo-elektronową 	
97.	Węglowodory nienasycone – alkiny	4	<ul style="list-style-type: none"> • definiuje pojęcie <i>alkiny</i> i wyjaśnia, dlaczego zalicza się je do węglowodorów nienasyconych^P • wyjaśnia budowę cząsteczki etynu na podstawie hybrydyzacji orbitali atomowych węgla • otrzymuje etyn i bada jego właściwości^P • zapisuje równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego etynu^P • zapisuje równanie reakcji trimeryzacji etynu • zapisuje równania reakcji etynu z bromem, wodorem, chlorem, chlorowodorem, bromowodorem i wodą oraz wyjaśnia mechanizm tych reakcji chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 66. Otrzymywanie etynu • Doświadczenie 67. Spalanie etynu oraz badanie jego zachowania wobec wody bromowej i manganianu(VII) potasu • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 66. i 67. • zapisywanie wzorów 	<ul style="list-style-type: none"> – alkiny^P – szereg homologiczny alkinów^P – wzór ogólny alkinów^P – trimeryzacja

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> • zapisuje równanie reakcji polimeryzacji etynu^P • przedstawia szereg homologiczny alkinów i zapisuje wzór ogólny alkinów^P • omawia zmiany właściwości w szeregu homologicznym alkinów^P • zapisuje nazwy, wzory strukturalne, półstrukturalne, kreskowe i sumaryczne alkinów • omawia zastosowania i występowanie alkinów^P 	<p>sumarycznych, półstrukturalnych, strukturalnych i kreskowych alkinów</p> <ul style="list-style-type: none"> • ustalanie nazw systematycznych alkinów • zapisywanie wzorów alkinów o podanych nazwach 	
98.	Węglowodory aromatyczne – areny. Benzen	3	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>aromatyczność</i> na przykładzie benzenu • omawia metody otrzymywania benzenu • bada właściwości benzenu • zapisuje równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego benzenu • zapisuje równanie reakcji bromowania benzenu z użyciem katalizatora i wyjaśnia mechanizm tej reakcji chemicznej • zapisuje równania reakcji nitrowania i sulfonowania benzenu, określa warunki przebiegu tych reakcji chemicznych oraz wyjaśnia ich mechanizm • zapisuje równanie reakcji uwodornienia benzenu oraz wyjaśnia mechanizm tej reakcji chemicznej • przedstawia szereg homologiczny benzenu i zapisuje wzór ogólny związków chemicznych szeregu homologicznego benzenu • omawia zastosowania benzenu 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 68. Badanie właściwości benzenu • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniu 68. • planowanie ciągu przemian umożliwiających otrzymanie benzenu z węgla i dowolnych odczynników nieorganicznych • zapisywanie odpowiednich równań reakcji chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> – węglowodory aromatyczne (areny) – benzen – aromatyczność – szereg homologiczny benzenu – wzór ogólny związków chemicznych szeregu homologicznego benzenu – reakcja nitrowania – reakcja sulfonowania
	Węglowodory aromatyczne – areny. Metylobenzen (toluen)	3	<ul style="list-style-type: none"> • bada właściwości metylobenzenu • zapisuje równanie reakcji otrzymywania 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 69. Badanie właściwości 	<ul style="list-style-type: none"> – metylobenzen (toluen)

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			metylobenzenu <ul style="list-style-type: none"> • zapisuje równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego metylobenzenu • zapisuje równanie reakcji bromowania i wyjaśnia mechanizm bromowania metylobenzenu przy udziale światła lub w obecności katalizatora • wyjaśnia pojęcie <i>podstawniki</i> i wymienia ich przykłady • wyjaśnia, na czym polega wpływ kierujący podstawników I i II rodzaju • zapisuje równania reakcji nitrowania i sulfonowania metylobenzenu • wyjaśnia przebieg reakcji otrzymywania polistyrenu 	metylobenzenu <ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniu 69. • zapisywanie równań reakcji bromowania, nitrowania i sulfonowania, np. dla etylobenzenu, nitrobenzenu i kwasu benzenosulfonowego 	<ul style="list-style-type: none"> – podstawniki I i II rodzaju – wpływ kierujący podstawników
	Węglowodory aromatyczne – areny. Areny wielopierścieniowe	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>areny wielopierścieniowe</i> • wymienia przykłady arenów wielopierścieniowych • bada właściwości naftalenu • wyjaśnia aromatyczny charakter naftalenu, antracenu i fenantrenu • podaje przykłady aromatycznych związków heterocyklicznych 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 70. • Badanie właściwości naftalenu • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniu 70. • zapisywanie równań reakcji nitrowania i sulfonowania naftalenu • zapisywanie równań reakcji spalania antracenu i fenantrenu • projektowanie doświadczeń chemicznych dowodzących różnic we właściwościach 	<ul style="list-style-type: none"> – areny wielopierścieniowe – naftalen – antracem – fenantren

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				węglowodorów nasyconych, nienasyconych i aromatycznych	
99.	Izomeria węglowodorów. Rodzaje izomerii	2	<ul style="list-style-type: none"> określa rodzaje izomerii podaje przykłady izomerii konstytucyjnej szkieletowej, podstawienia (położeniowej) oraz funkcyjnej wyjaśnia pojęcie <i>izomeria cis-trans</i> 	<ul style="list-style-type: none"> ustalanie nazw izomerów <i>cis</i> i <i>trans</i> 	<ul style="list-style-type: none"> izomeria konstytucyjna, czyli strukturalna (szkieletowa, podstawienia (położeniowa), funkcyjna) stereoizomeria, czyli izomeria konfiguracyjna (<i>izomeria cis-trans</i>, izomeria optyczna)
	Izomeria węglowodorów. Izomeria <i>cis-trans</i>		<ul style="list-style-type: none"> wymienia przykłady związków chemicznych, w których występuje izomeria <i>cis-trans</i> analizuje tabele z właściwościami izomerów <i>cis</i> i <i>trans</i> danego węglowodoru stosuje zasady nazewnictwa izomerów <i>cis-trans</i> 		
100.	Podsumowanie wiadomości o węglowodorach	2			
101.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			
102.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			
Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów (30 godzin lekcyjnych)					
103.	Fluorowcopochodne węglowodorów	2	<ul style="list-style-type: none"> definiuje pojęcie <i>grupa funkcyjna</i>^P wyjaśnia pojęcie <i>jednofunkcyjne pochodne węglowodorów</i> określa zasady nazewnictwa fluorowcopochodnych węglowodorów 	<ul style="list-style-type: none"> zapisywanie wzorów chemicznych i nazw fluorowcopochodnych węglowodorów zapisywanie równań 	<ul style="list-style-type: none"> jednofunkcyjne pochodne węglowodorów^P grupa funkcyjna^P związki

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> omawia metody otrzymywania i zastosowania fluorowcopochodnych węglowodorów omawia właściwości fluorowcopochodnych węglowodorów wyjaśnia przebieg reakcji eliminacji jako jednej z metod otrzymywania związków nienasyconych^W omawia sposoby otrzymywania i właściwości związków magnezoorganicznych^W omawia fluorowcopochodne węglowodorów aromatycznych^W wyjaśnia przebieg reakcji polimeryzacji na przykładach PVC i PTFE omawia zastosowania i występowanie fluorowcopochodnych węglowodorów 	reakcji otrzymywania alkenów w wyniku reakcji eliminacji z fluorowcopochodnych	<ul style="list-style-type: none"> magnezoorganiczne^W reakcja polimeryzacji^P
104.	Alkohole monohydroksylowe	3	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcie <i>grupa hydroksylowa</i>^P definiuje pojęcie <i>grupa alkilowa</i>^P zapisuje równanie reakcji odwodnienia alkoholi do alkenów na przykładzie etanolu i wyjaśnia przebieg tej reakcji chemicznej wyjaśnia pojęcie <i>alkohole monohydroksylowe</i>^P przedstawia szereg homologiczny oraz zapisuje wzory sumaryczne, strukturalne, półstrukturalne i kreskowe alkoholi monohydroksylowych^P zapisuje wzór ogólny alkoholi monohydroksylowych^P omawia zmiany właściwości alkoholi monohydroksylowych w szeregu homologicznym^P określa rzędowość alkoholi omawia metody otrzymywania i zastosowania alkoholi monohydroksylowych^P 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 71. Badanie właściwości etanolu Doświadczenie 72. Reakcja etanolu z sodem Doświadczenie 73. Reakcja etanolu z chlorowodorem Doświadczenie 74. Wykrywanie obecności etanolu zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 71.–74. 	<ul style="list-style-type: none"> alkohole monohydroksylowe^P grupa hydroksylowa^P grupa alkilowa^P rzędowość alkoholi fermentacja alkoholowa^P rektyfikacja kontrakcja^P

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> • bada właściwości etanolu • zapisuje równania reakcji etanolu z sodem i chlorowodorem • zapisuje równanie reakcji hydrolizy alkoholanu i uzasadnia jego zasadowy odczyn • omawia właściwości alkoholi monohydroksylowych na przykładzie etanolu^P • wykrywa obecność etanolu (reakcja charakterystyczna)^P • ocenia wpływ etanolu na organizm człowieka^P • omawia właściwości toksyczne metanolu^P • omawia zastosowania i występowanie alkoholi monohydroksylowych 	<ul style="list-style-type: none"> • planowanie ciągu przemian umożliwiających otrzymanie etanolanu sodu z węgliku wapnia i odpowiednich odczynników nieorganicznych • zapisywanie odpowiednich równań reakcji chemicznych 	
105.	Alkohole polihydroksylowe	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>alkohole polihydroksylowe</i>^P • bada właściwości glicerolu i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych^P • wymienia metody otrzymywania alkoholi polihydroksylowych (glikolu etylenowego i glicerolu) • odróżnia doświadczalnie alkohol monohydroksylowy od alkoholu polihydroksylowego • wymienia zastosowania i występowanie glikolu etylenowego i glicerolu^P 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 75. Badanie właściwości glicerolu • Doświadczenie 76. Reakcja glicerolu z sodem • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 75. i 76. • Doświadczenie 77. Badanie zachowania się alkoholi wobec wodorotlenku miedzi(II) • Podawanie nazw systematycznych alkoholi polihydroksylowych 	– alkohole polihydroksylowe

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
106.	Fenole	3	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>fenole</i> • zapisuje wzór ogólny fenoli • podaje nazwy systematyczne i zwyczajowe homologów fenolu • wymienia metody otrzymywania fenoli • bada właściwości fenolu • ocenia wpływ pierścienia benzenowego na charakter chemiczny fenoli • wykrywa obecność fenolu (reakcja charakterystyczna) • omawia zastosowania fenoli • porównuje budowę cząsteczek alkoholi i fenoli 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 78. Badanie właściwości fenolu • Doświadczenie 79. Reakcja fenolu z roztworem wodorotlenku sodu • Doświadczenie 80. Reakcja fenolu z wodą bromową • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 78., 79. i 80. • Doświadczenie 81. Wykrywanie fenolu – reakcja fenolu z chlorkiem żelaza(III) • zapisywanie równań reakcji nitrowania i sulfonowania fenolu 	– fenole
107.	Karbonylowe związki organiczne – aldehydy	3	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>aldehydy</i> • zapisuje wzory strukturalne i półstrukturalne aldehydów o podanym wzorze sumarycznym • tworzy nazwy systematyczne prostych aldehydów • zapisuje wzór ogólny aldehydów • wyjaśnia zjawisko izomerii aldehydów i podaje odpowiednie przykłady 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 82. Otrzymywanie etanal (aldehydu octowego) • Doświadczenie 83. Badanie właściwości etanal • Doświadczenie 84. Reakcja metanal z 	<ul style="list-style-type: none"> – związki karbonylowe – aldehydy – grupa aldehydowa – próba Tollensa – próba Trommera

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> otrzymuje etanal zapisuje równania reakcji utleniania alkoholi pierwszorzędowych bada właściwości metanal (aldehydu mrówkowego) wyjaśnia przebieg reakcji polimeryzacji i polikondensacji aldehydów omawia zastosowania i występowanie aldehydów 	<p>amoniakalnym roztworem tlenku srebra(I) (próba Tollensa)</p> <ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 85. Reakcja metanal z wodorotlenkiem miedzi(II) (próba Trommera) zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 82.–85. Doświadczenie 86. Reakcja metanal z fenolem zapisywanie równania reakcji utleniania alkoholu I-rzędowego dichromianem(VI) potasu w środowisku kwasowym zapisywanie równania reakcji etanolu z manganianem(VII) potasu w środowisku kwasowym 	
108.	Karbonylowe związki organiczne – ketony	2	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcie <i>ketony</i> wskazuje różnice w budowie cząsteczek aldehydów i ketonów zapisuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerycznych aldehydów i ketonów o podanym wzorze sumarycznym tworzy nazwy systematyczne ketonów 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 87. Badanie właściwości propanonu Doświadczenie 88. Badanie właściwości redukujących propanonu (próby Tollensa i 	<ul style="list-style-type: none"> – ketony – grupa ketonowa – próba jodoformowa

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia zjawisko izomerii ketonów na odpowiednich przykładach • zapisuje wzór ogólny ketonów • zapisuje równania reakcji utleniania alkoholi drugorzędowych • bada właściwości propanonu (acetonu) • wyjaśnia pojęcie <i>próba jodoformowa</i> • porównuje metody otrzymywania, właściwości i zastosowania aldehydów oraz ketonów 	Trommera)	
109.	Kwasy karboksylowe	3	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>kwasy karboksylowe</i>^P • wyjaśnia pojęcie <i>grupa karboksylowa</i>^P • przedstawia szereg homologiczny oraz zapisuje wzory sumaryczne, strukturalne, półstrukturalne i kreskowe kwasów karboksylowych^P • wyjaśnia zjawisko izomerii <i>cis-trans</i> na przykładach kwasów karboksylowych • zapisuje wzór ogólny kwasów karboksylowych^P • omawia zmiany właściwości kwasów karboksylowych w szeregu homologicznym^P • wskazuje grupę karboksylową oraz resztę kwasową we wzorach kwasów karboksylowych (alifatycznych i aromatycznych)^P • omawia metody otrzymywania kwasów karboksylowych z uwzględnieniem fermentacji octowej^P • bada właściwości kwasów karboksylowych^P • sprawdza doświadczalnie właściwości redukujące kwasu metanowego i uzasadnia, z czego wynikają właściwości 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 89. Fermentacja octowa • Doświadczenie 90. Badanie właściwości kwasów metanowego (mrówkowego) i etanowego (octowego) • Doświadczenie 91. Reakcja kwasu etanowego z magnezem • Doświadczenie 92. Reakcja kwasu etanowego z tlenkiem miedzi(II) • Doświadczenie 93. Reakcja kwasu etanowego z wodorotlenkiem sodu • Doświadczenie 94. Porównanie mocy kwasów 	<ul style="list-style-type: none"> – kwasy karboksylowe^P – grupa karboksylowa^P – fermentacja octowa^P

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> • projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne, aby porównać moc kwasów organicznych i nieorganicznych • wykazuje podobieństwa we właściwościach chemicznych kwasów karboksylowych i kwasów nieorganicznych • omawia zastosowania i występowanie kwasów karboksylowych^P 	<p>etanowego, węglowego i siarkowego(VI)</p> <ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 95. Reakcja kwasu metanowego z roztworem manganianu(VII) potasu i kwasem siarkowym(VI) • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 89.–95. • planowanie ciągu przemian umożliwiających otrzymanie octanu magnezu z etenu i zapisywanie odpowiednich równań reakcji chemicznych 	
110.	Wyższe kwasy karboksylowe	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>wyższe kwasy karboksylowe</i>^P • podaje wzory i nazwy wyższych kwasów karboksylowych • bada właściwości wyższych kwasów karboksylowych^P • projektuje doświadczenie chemiczne umożliwiające odróżnienie nasyconych i nienasyconych wyższych kwasów karboksylowych^P • bada i uzasadnia odczyn wodnego roztworu mydła^P • wymienia podobieństwa i różnice we właściwościach poznanych kwasów karboksylowych^P • omawia zastosowania i występowanie wyższych 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 96. Badanie właściwości wyższych kwasów karboksylowych • Doświadczenie 97. Reakcja kwasu stearynowego z zasadą sodową • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 96. i 97. 	– wyższe kwasy karboksylowe ^P

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
111.	Estry	2	<p> kwasów karboksylowych</p> <ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie estry^P • omawia budowę cząsteczek estrów i wskazuje grupę funkcyjną (wiązanie estrowe)^P • podaje zasady nazewnictwa estrów^P • przeprowadza reakcję estryfikacji, zapisuje równanie reakcji alkoholu z kwasem karboksylowym i wyjaśnia rolę stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) w tej reakcji chemicznej^P • podaje nazwy substratów i produktów reakcji estryfikacji^P • tworzy nazwy prostych estrów kwasów karboksylowych i tlenowych kwasów nieorganicznych^P • zapisuje wzory strukturalne, półstrukturalne^P i kreskowe estrów na podstawie ich nazw^P • wyjaśnia przebieg reakcji estru z wodą (hydroliza estru) w środowisku zasadowym i kwasowym oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych^P • wyjaśnia proces polimeryzacji estrów kwasów karboksylowych • omawia zastosowania i miejsca występowania estrów^P 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 98. Reakcja etanolu z kwasem etanowym • Doświadczenie 99. Badanie właściwości etanianu etylu • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 98. i 99. • zapisywanie wzorów strukturalnych i nazw izomerów estrów na podstawie ich wzorów sumarycznych • planowanie ciągu przemian umożliwiających otrzymanie etanianu etylu (octanu etylu) z etynu • zapisywanie odpowiednich równań reakcji chemicznych • zapisywanie równań reakcji estryfikacji z użyciem dowolnych substratów • zapisywanie równań reakcji hydrolizy dowolnych estrów 	<ul style="list-style-type: none"> – estry^P – grupa estrowa^P – reakcja estryfikacji^P – hydroliza estrów

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
112.	Tłuszcze	2	<ul style="list-style-type: none"> omawia budowę tłuszczów stałych i ciekłych jako estrów glicerolu i wyższych kwasów karboksylowych^P bada właściwości i charakter chemiczny tłuszczów (nasycony i nienasycony)^P omawia przebieg i wyjaśnia mechanizm utwardzania tłuszczów ciekłych^P omawia przebieg reakcji estru z wodą (hydroliza estru) w środowisku zasadowym i kwasowym oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych^P omawia zastosowania i miejsca występowania tłuszczów^P wyjaśnia pojęcie lipidów 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 100. Badanie właściwości tłuszczów Doświadczenie 101. Działanie wody bromowej na olej roślinny Doświadczenie 102. Hydroliza zasadowa tłuszczów (zmydlenie tłuszczów) zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 100.–102. zapisywanie równań reakcji otrzymywania tłuszczów nasyconych i nienasyconych 	<ul style="list-style-type: none"> tłuszcze^P hydroliza zasadowa tłuszczów
113.	Aminy i amidy – związki chemiczne zawierające azot	3	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcie <i>aminy</i> i wskazuje grupę funkcyjną we wzorach amin^P przedstawia szereg homologiczny oraz zapisuje wzory strukturalne, półstrukturalne, kreskowe i sumaryczne amin omawia nazewnictwo amin zapisuje wzór ogólny amin określa rzędowość amin przedstawia i wyjaśnia zjawisko izomerii amin wskazuje podobieństwa i różnice w budowie 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 103. Badanie właściwości amin Doświadczenie 104. Reakcja fenyloaminy (aniliny) z kwasem chlorowodorowym Doświadczenie 105. Reakcja fenyloaminy (aniliny) z wodą bromową Doświadczenie 106. Reakcja chlorowodoru 	<ul style="list-style-type: none"> aminy^P grupa aminowa^P rzędowość amin amidy grupa amidowa diamid kondensacja mocznika biuret wiązanie peptydowe^P

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			etyloaminy i fenyloaminy (aniliny) <ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia przyczynę zasadowych właściwości amoniaku i amin oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych • zapisuje równania reakcji otrzymywania amin alifatycznych i amin aromatycznych • bada właściwości amin^P • wyjaśnia pojęcie <i>amidy</i> • zapisuje wzór ogólny amidów i wskazuje grupę amidową • omawia nazewnictwo amidów • podaje metody otrzymywania amidów i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych • bada właściwości amidów • analizuje budowę cząsteczki mocznika oraz wynikające z niej właściwości i zastosowania mocznika • zapisuje równania reakcji hydrolizy mocznika – reakcja mocznika z wodą w środowisku roztworu kwasu siarkowego(VI) oraz z roztworem zasady sodowej • podaje nazwę produktu reakcji kondensacji mocznika (biuret), związku chemicznego zawierającego w cząsteczce wiązanie peptydowe • omawia zastosowania i miejsca występowania amin i amidów 	aniliny z wodorotlenkiem sodu <ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 107. Reakcja acetamidu z wodą w środowisku roztworu kwasu siarkowego(VI) i z roztworem zasady sodowej • Doświadczenie 108. Mocznik jako pochodna kwasu węglowego • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 103.–108. • planowanie ciągu przemian umożliwiających otrzymanie z etynu bromowodoru aniliny 	– hydroliza mocznika
114.	Podsumowanie wiadomości o jednofunkcyjnych	2			

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
	pochodnych węglowodorów				
115.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			
116.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			
Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów (14 godzin lekcyjnych)					
117.	Izomeria optyczna ^W	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>światło spolaryzowane</i>^W • wyjaśnia pojęcie <i>czynność optyczna</i>^W • wyjaśnia pojęcie <i>asymetryczny atom węgla</i>^W • definiuje pojęcie <i>chiralność</i>^W • wyjaśnia pojęcie <i>enancjomeru</i>^W • omawia zasadę pomiaru czynności optycznej związku chemicznego^W • zapisuje wzory perspektywiczne i projekcyjne wybranych związków chemicznych^W • wyjaśnia pojęcia: <i>konfiguracja względna</i> i <i>konfiguracja absolutna enancjomerów</i>^W • omawia reguły pierwszeństwa podstawników^W • wyjaśnia pojęcie <i>diastereoizomerii</i>^W • wyjaśnia pojęcie <i>mieszanki racemicznej</i>^W 	<ul style="list-style-type: none"> • analizowanie schematu i zasady działania polarymetru • konstruowanie modelu cząsteczki chiralnej • wskazywanie asymetrycznych atomów węgla we wzorach wybranych związków chemicznych • zapisywanie wzoru perspektywicznego i wzoru projekcyjnego związku chemicznego • analizowanie wzorów strukturalnych różnych substancji i wybór tych, które są czynne optycznie • stosowanie reguł pierwszeństwa podstawników do wyznaczania konfiguracji 	<ul style="list-style-type: none"> – światło spolaryzowane^W – czynność optyczna^W – polarymetr^W – izomeria optyczna^W – chiralność^W – asymetryczny atom węgla^W – wzór perspektywiczny^W – wzór projekcyjny^W – enancjomery^W – diastereoizomery^W – racemat^W – konfiguracje D i L^W

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
118.	Hydroksykwasy	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>dwufunkcyjne pochodne węglowodorów</i> • wyjaśnia pojęcie <i>hydroksykwasy</i> • podaje nazwy systematyczne kwasów mlekowego i salicylowego • wyjaśnia zjawisko izomerii optycznej hydroksykwasów • omawia sposoby otrzymywania hydroksykwasów • omawia właściwości hydroksykwasów wynikające z obecności w ich cząsteczce grup karboksylowej i hydroksylowej • wymienia zastosowania i miejsca występowania kwasów mlekowego i salicylowego • wyjaśnia, na podstawie wzoru strukturalnego aspiryny, dlaczego ten związek chemiczny jest nazywany kwasem acetylosalicylowym i zalicza się go do estrów • zapisuje równanie reakcji otrzymywania aspiryny • omawia zastosowania i miejsca występowania hydroksykwasów 	<p>absolutnej</p> <ul style="list-style-type: none"> • ustalanie wzorów półstrukturalnych i nazw systematycznych izomerów hydroksykwasów o podanym wzorze sumarycznym • zapisywanie równań reakcji chemicznych potwierdzających obecność grupy karboksylowej w cząsteczce hydroksykwasu • zapisywanie równań reakcji spalania hydroksykwasów 	<ul style="list-style-type: none"> – dwufunkcyjne pochodne węglowodorów – hydroksykwasy – kwas acetylosalicylowy
119.	Aminokwasy	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>aminokwasy</i>^P • podaje nazwy grup funkcyjnych występujących w cząsteczkach aminokwasów^P • zapisuje wzory sumaryczne i strukturalne glicyny i alaniny • zapisuje wzór ogólny aminokwasów • wyjaśnia zjawisko izomerii optycznej aminokwasów • ustala nazwy i wzory izomerów aminokwasów 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 109. Badanie właściwości kwasu aminooctowego (glicyny) • wykazywanie charakteru amfoterycznego glicyny i zapisywanie odpowiednich równań 	<ul style="list-style-type: none"> – aminokwasy^P – wzór ogólny aminokwasów – jon obojnaczy – aminokwasy białkowe – reakcja kondensacji aminokwasów – wiązanie peptydowe^P

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> • omawia otrzymywanie aminokwasów • omawia właściwości kwasowo-zasadowe aminokwasów oraz mechanizm powstawania jonów obojnaczych • wyjaśnia pojęcie punkt izoelektryczny • projektuje i wykonuje doświadczenie chemiczne, którego wynik potwierdzi amfoteryczny charakter aminokwasów • omawia aminokwasy białkowe • zapisuje równanie reakcji kondensacji dwóch cząsteczek aminokwasów o podanych wzorach i wskazuje wiązanie peptydowe w otrzymanym produkcie^P • zapisuje wzory dipeptydów i tripeptydów powstających z podanych aminokwasów^P • wyjaśnia proces hydrolizy peptydów i zapisuje równanie reakcji hydrolizy dipeptydu • omawia zastosowania i miejsca występowania aminokwasów 	<ul style="list-style-type: none"> • reakcji chemicznych • zapisywanie równań reakcji otrzymywania di- i tripeptydów • rozpoznawanie reszty podstawowych aminokwasów w podanych wzorach cząsteczek di- i tripeptydów 	<ul style="list-style-type: none"> – dipeptydy^P – tripeptydy^P
120.	Białka	2	<ul style="list-style-type: none"> • określa skład pierwiastkowy białek^P • omawia budowę białek (polipeptydów) jako polimerów kondensacyjnych aminokwasów^P • omawia strukturę drugorzędową białek (α, β) oraz wykazuje znaczenie wiązań wodorowych w ich stabilizacji • wyjaśnia znaczenie trzeciorzędowej struktury białek • wyjaśnia, jakiego rodzaju białek dotyczy struktura czwartorzędowa • dokonuje podziału białek ze względu na: 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 110. Badanie procesu wysalania białka • Doświadczenie 111. Badanie działania różnych substancji i wysokiej temperatury na białko • Doświadczenie 112. Reakcja biuretowa • Doświadczenie 113. 	<ul style="list-style-type: none"> – białka^P – struktury białek^P – koagulacja^P – peptyzacja^P – denaturacja^P – reakcja biuretowa^P – reakcja ksantoproteinowa^P – hydroliza białek

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> – ich zdolność do rozpuszczania się w wodzie, – skład łańcucha polipeptydowego^P • projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne umożliwiające wykazanie wpływu różnych substancji i ogrzewania na strukturę białek^P • wyjaśnia różnicę między wysalaniem a denaturacją białka^P • projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne umożliwiające identyfikację białek (reakcja biuretowa, reakcja ksantoproteinowa)^P • omawia przebieg hydrolizy polipeptydów w środowisku kwasowym i zasadowym • wyjaśnia znaczenie białek jako niezastąpionego składnika organizmów^P • omawia zastosowania i występowanie białek 	<p>Reakcja ksantoproteinowa</p> <ul style="list-style-type: none"> • wykrywanie obecności białek w artykułach spożywczych 	
121.	Sacharydy (cukry). Monosacharydy – cukry proste	4	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcia: <i>monosacharydy</i>, <i>oligosacharydy</i> oraz <i>polisacharydy</i>^P • określa skład pierwiastkowy sacharydów^P • zapisuje wzór ogólny sacharydów^P • dokonuje podziału cukrów na proste i złożone^P • klasyfikuje monosacharydy ze względu na grupę funkcyjną (aldozy, ketozy) i wielkość cząsteczki • zapisuje wzory łańcuchowe: rybozy, 2-deoksyrybozy, glukozy i fruktozy oraz wykazuje, że monosacharydy należą do polihydroksyaldehydów lub polihydroksyketonów • wyjaśnia zjawisko izomerii optycznej monosacharydów • zapisuje wzory taflowe (Hawortha) glukozy i fruktozy 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 114. Badanie składu pierwiastkowego sacharydów • Doświadczenie 115. Badanie właściwości glukozy i fruktozy • Doświadczenie 116. Reakcje charakterystyczne glukozy i fruktozy • Doświadczenie 117. Odróżnianie glukozy od fruktozy 	<ul style="list-style-type: none"> – sacharydy (cukry)^P – aldozy – ketozy – wzory: liniowy pierścieniowy, taflowy – wiązanie półacetalowe – proces fotosyntezy^P

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<p>oraz wskazuje wiązanie półacetalowe</p> <ul style="list-style-type: none"> • doświadczalnie potwierdza obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy^P • omawia właściwości glukozy i fruktozy, wskazuje podobieństwa i różnice • doświadczalnie odróżnia glukozę od fruktozy • określa pochodzenie monosacharydów zawartych np. w owocach powstających w procesie fotosyntezy^P • omawia przemiany i rolę monosacharydów w organizmie człowieka • wyjaśnia przebieg reakcji fermentacji alkoholowej i zapisuje odpowiednie równanie reakcji • omawia zastosowania i występowanie monosacharydów 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 116. i 117. • planowanie ciągu przemian umożliwiających przekształcenie glukozy w etanian etylu • zapisywanie odpowiednich równań reakcji chemicznych 	
	Disacharydy – dwucukry		<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>disacharydy</i>^P • zapisuje wzory tawlowe sacharozy i maltozy oraz wskazuje wiązanie półacetalowe i wiązanie O-glikozydowe • doświadczalnie sprawdza, czy sacharoza ma właściwości redukujące • przeprowadza hydrolizę sacharozy i sprawdza właściwości redukujące produktów tej reakcji chemicznej • sprawdza doświadczalnie właściwości redukujące maltozy • wyjaśnia, dlaczego maltoza wykazuje właściwości redukujące, a sacharoza ich nie wykazuje • zapisuje równania reakcji hydrolizy sacharozy i maltozy^P 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 118. Badanie właściwości sacharozy • Doświadczenie 119. Badanie właściwości redukujących maltozy (próba Tollensa) 	<ul style="list-style-type: none"> – disacharydy^P – wiązanie O-glikozydowe – hydroliza disacharydów

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
	Polisacharydy – wielocukry		<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia rolę sacharozy w organizmie^P • omawia zastosowania i miejsca występowania disacharydów • podaje przykłady polisacharydów • porównuje budowę cząsteczek skrobi i celulozy^P • porównuje właściwości skrobi i celulozy wynikające z różnicy w budowie ich cząsteczek^P • bada właściwości skrobi • przeprowadza reakcję charakterystyczną skrobi^P • zapisuje uproszczone równanie reakcji hydrolizy polisacharydów^P • wyjaśnia znaczenie biologiczne oraz funkcje budulcowe i energetyczne sacharydów w organizmach^P • omawia zastosowania i występowanie polisacharydów 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 120. Badanie właściwości skrobi • projektowanie i wykonywanie doświadczenia chemicznego umożliwiającego wykrycie obecności skrobi w produktach spożywczych • Doświadczenie 121. Wykrywanie skrobi w artykułach spożywczych • Doświadczenie 122. Hydroliza kwasowa skrobi • Zapisywanie równania reakcji hydrolizy skrobi 	<ul style="list-style-type: none"> – polisacharydy^P – reakcja charakterystyczna skrobi^P – hydroliza polisacharydów^P
122.	Podsumowanie wiadomości o wielofunkcyjnych pochodnych węglowodorów	2			
123.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			
124.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			

