

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"> nazywa wybrane szkło i sprzęt laboratoryjny oraz określa jego przeznaczenie^P stosuje zasady bezpieczeństwa obowiązujące w pracowni chemicznej^P zna wymagania i sposób oceniania stosowane przez nauczyciela 	Pokaz szkła i sprzętu laboratoryjnego	
2.	Współczesny model budowy atomu	1	<ul style="list-style-type: none"> przedstawia ewolucję poglądów na budowę materii określa 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 i kształty orbitali atomowych wyjaśnia, czym jest stan kwantowy elektronu w atomie lub jonie i opisuje go za pomocą liczb kwantowych wyjaśnia treść <i>zakazu Pauliego</i> 	<ul style="list-style-type: none"> ustalenie liczby stanów kwantowych dla powłoki elektronowej K ($n = 1$) ustalenie 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 przedstawia graficznie (sposób klatkowy) 	<ul style="list-style-type: none"> ustalenie konfiguracji elektronowej atomów i jonów 	<ul style="list-style-type: none"> reguła Hunda konfiguracja elektronowa atomu elektrony walencyjne rdzeń atomowy

2 | Propozycja rozkładu materiału nauczania

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			konfigurację elektronową atomów <ul style="list-style-type: none"> • zapisuje konfigurację elektronową atomów pierwiastków chemicznych w sposób skrócony • określa co to są elektrony walencyjne oraz rdzeń atomowy w atomie 		
5.	Liczba atomowa i liczba masowa	2	<ul style="list-style-type: none"> • podaje rząd wielkości rozmiarów i mas atomów pierwiastków chemicznych • wyjaśnia pojęcia: <i>atomowa jednostka masy, masa atomowa, masa cząsteczkowa, liczba atomowa, 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 	<ul style="list-style-type: none"> – atomowa jednostka masy (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 problem, dlaczego z reguły masa atomowa pierwiastka chemicznego nie jest liczbą całkowitą • przedstawia 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 • analiza zmiany masy izotopu promieniotwórczego w zależności od czasu • wyznaczanie masy izotopu promieniotwórczego na 	<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
				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, γ), • podaje przykłady naturalnych przemian jądrowych • wyjaśnia pojęcie <i>szereg promieniotwórczy</i> • wyjaśnia pojęcie <i>promieniotwórczość sztuczna</i> • wyjaśnia przebieg kontrolowanej i niekontrolowanej reakcji łańcuchowej • podaje praktyczne wykorzystanie 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"> • podaje definicję <i>pierwiastka chemicznego</i> • przedstawia próby klasyfikacji pierwiastków chemicznych • wyjaśnia kryterium klasyfikowania pierwiastków chemicznych przez D. Mendelejewa^P • opisuje 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 informacji o pierwiastku na podstawie jego położenia w układzie okresowym • określanie liczby protonów, elektronów, powłok elektronowych, liczby elektronów walencyjnych w atomie 	

4 | Propozycja rozkładu materiału nauczania

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				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 pierwiastka chemicznego</i> określa 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 pierwiastka chemicznego</i> wyjaśnia zależność między długością a energią wiązania wyjaśnia, w jaki sposób powstają orbitale molekularne określa, co to jest wiązanie sigma (σ) i wiązanie pi (π) 	<ul style="list-style-type: none"> zapisywanie równań reakcji powstawania jonów i tworzenia się wiązań jonowych w cząsteczkach związków chemicznych: LiCl, MgO, CaCl₂ 	<ul style="list-style-type: none"> – energia wiązania – długość wiązania – orbitale molekularne – wiązanie σ – wiązanie π – energia jonizacji – wiązanie jonowe^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"> • wyjaśnia sposób powstawania wiązania jonowego^P • wyjaśnia pojęcie <i>energia jonizacji</i> • określa warunki powstawania wiązania jonowego • zapisuje równania reakcji powstawania jonów i tworzenia wiązania jonowego^P 		
15.	Rodzaje wiązań chemicznych. Wiązania kowalencyjne (atomowe)	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia sposób powstawania cząsteczek pierwiastków chemicznych^P • określa typ wiązania chemicznego, który występuje w cząsteczkach pierwiastków chemicznych^P • wyjaśnia istotę wiązania kowalencyjnego niespolaryzowanego^P • wyjaśnia sposób tworzenia się cząsteczki związków chemicznych, w których występuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane^P • wyjaśnia pojęcie <i>dipol</i>^P 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie za pomocą wzorów elektronowych i kreskowych powstawania wiązań kowalencyjnych niespolaryzowanych w cząsteczkach wodoru, chloru i azotu • zapisywanie za pomocą wzorów elektronowych i kreskowych 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. Wiązanie metaliczne	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, na czym polega istota wiązania koordynacyjnego • wskazuje donor i akceptor pary elektronowej w wiązaniu koordynacyjnym • wyjaśnia istotę wiązania metalicznego • opisuje podstawowe właściwości metali na podstawie znajomości wiązania metalicznego 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie za pomocą wzorów elektronowych i kreskowych powstawania wiązań koordynacyjnych w cząsteczkach tlenku siarki(IV), tlenku siarki(VI), kwas siarkowego(VI), tlenku węgla(II), kwasu azotowego(V), kationu 	<ul style="list-style-type: none"> – wiązanie koordynacyjne – donor pary elektronowej – akceptor pary elektronowej – wiązanie metaliczne

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				amonowego, kationu hydroniowego (oksoniowego)	
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 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 • 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 	<ul style="list-style-type: none"> • przedstawianie graficzne stanu podstawowego i stanu wzbudzonego na przykładzie atomów węgla i boru • wyjaśnienie budowy cząsteczki metanu na podstawie hybrydyzacji sp^3 • wyjaśnienie budowy cząsteczki fluorku boru na podstawie hybrydyzacji sp^2 	<ul style="list-style-type: none"> – stan podstawowy i stan wzbudzony – hybrydyzacja orbitali atomowych – hybrydyzacja sp^3 – hybrydyzacja sp^2 – hybrydyzacja sp

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnienie budowy cząsteczki wodoru berylu na podstawie hybrydyzacji <i>sp</i> 	
20.	Geometria cząsteczek związków chemicznych	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcia: <i>atom centralny, ligand, 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 umiejętności	1			
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 	<ul style="list-style-type: none"> • podawanie przykładów zjawisk fizycznych i reakcji chemicznych • zapisywanie równań reakcji chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> – zjawisko fizyczne^P – reakcja chemiczna^P – równanie reakcji chemicznej^P – reakcja syntezy^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"> interpretuje równanie reakcji chemicznej w aspekcie jakościowym i ilościowym podaje treść <i>prawa zachowania masy</i> i <i>prawa stałości składu związku chemicznego</i>^P 	<ul style="list-style-type: none"> 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"> 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 pierwiastków chemicznych grup głównych układu okresowego wyjaśnia pojęcie <i>nadtlenki</i> przedstawia zastosowania tlenków w przemyśle i życiu codziennym^P 	<ul style="list-style-type: none"> zapisywanie równań reakcji otrzymywania tlenków różnymi metodami Doświadczenie 1. Badanie charakteru chemicznego tlenków metali i niemetalu Doświadczenie 2. Badanie działania zasady i kwasu na tlenki Doświadczenie 3. Badanie zachowania tlenku glinu wobec zasady i kwasu zapisywanie równań 	<ul style="list-style-type: none"> tlenek obojętny tlenek kwasowy^P tlenek zasadowy^P tlenek amfoteryczny nadtlenek

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				reakcji wybranych tlenków z wodą <ul style="list-style-type: none"> • 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"> • określa 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, wodorotlenków i soli kwasów o mniejszej mocy • określa czynniki wpływające na moc kwasów • określa właściwości chemiczne kwasów^P • omawia zastosowania kwasów w przemyśle i życiu codziennym^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 	– kwas tlenowy ^P – kwas beztlenowy ^P – moc kwasu
27.	Wodorotlenki	4	<ul style="list-style-type: none"> • określa 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 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie wzorów wodorotlenków oraz ich nazw • zapisywanie równań reakcji otrzymywania wodorotlenków • analiza tabeli 	– wodorotlenek – zasada – wodorotlenek amfoteryczny

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			życiu codziennym ^P	rozpuszczalności i podawanie przykładów zasad i wodorotlenków • Doświadczenie 5. Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III)	
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 nazwy i odwrotnie • 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"> określa budowę wodorków, węglików i azotków określa właściwość 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 	<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
				<ul style="list-style-type: none"> • obliczanie liczby moli związku chemicznego o danej masie • 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</i>^W • podaje <i>równanie Clapeyrona</i>^W • wyjaśnia pojęcie <i>gaz rzeczywisty</i>^W 	<ul style="list-style-type: none"> • obliczanie objętości gazów w dowolnych warunkach ciśnienia i temperatury 	<ul style="list-style-type: none"> – gaz doskonały^W – gaz rzeczywisty^W – równanie Clapeyrona^W
36.	Obliczenia stechiometryczne	3	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, na czym polegają obliczenia stechiometryczne • wyjaśnia pojęcie <i>wydajność reakcji chemicznej</i> • wyjaśnia różnicę między wzorem elementarnym (empirycznym) substancji a jej wzorem rzeczywistym 	<ul style="list-style-type: none"> • odczytywanie równań reakcji: • na sposób cząsteczkowy • na sposób molowy • ilościowo w masach molowych • ilościowo w objętościach 	<ul style="list-style-type: none"> – obliczenia stechiometryczne – wydajność reakcji chemicznej – wzór rzeczywisty związku chemicznego – wzór elementarny

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				molowych (gazy) <ul style="list-style-type: none"> ilościowo w liczbach cząsteczek obliczenia w oparciu o równania reakcji chemicznych obliczenia związane z wydajnością reakcji chemicznych ustalenie wzoru rzeczywistego związku chemicznego ustalenie wzoru elementarnego związku chemicznego 	związku 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 równań półokwowych • 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 półokwowe
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> • wyjaśnia pojęcie <i>reakcja dysproporcjonowania</i> • podaje zastosowanie reakcji redoks w przemyśle i rolę reakcji utleniania-redukcji w procesach biochemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> • ustalanie współczynników stechiometrycznych w 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 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, co to są półogniwa (katoda i anoda)^W podaje budowę i zasadę działania ogniwa Daniella^W określa, co to jest siła elektromotoryczna ogniwa^W wyjaśnia, co to jest standardowa (normalna) elektroda wodorowa^W wyjaśnia, co to jest potencjał standardowy półogniwa^W wyjaśnia, co to jest szereg elektrochemiczny metali (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 zna 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>roztwory właściwe, koloidy, zawiesiny</i>^P • wyjaśnia pojęcia: <i>roztwór ciekły, gazowy i 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 rozpuszczonej • 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 substancji w wodzie 	<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"> • wyjaśnia 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>koloidy liofilowe</i> i <i>koloidy liofobowe</i> • wyjaśnia pojęcia: <i>koloidy hydrofilowe</i> i <i>koloidy hydrofobowe</i> • wyjaśnia, na czym polega efekt Tyndalla • wyjaśnia, na czym polegają koagulacja, peptyzacja, denaturacja • wymienia zastosowania koloidów 	<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
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>roztwory nienasycone</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 gazu 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 roztworu	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>stężenie procentowe roztworu</i> (podaje wzór)^P 	<ul style="list-style-type: none"> • obliczanie stężenia procentowego roztworu 	<ul style="list-style-type: none"> – stężenie procentowe roztworu^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"> • obliczanie masy substancji rozpuszczonej • obliczanie stężenia procentowego roztworu otrzymanego przez zmieszanie dwóch roztworów o różnych stężeniach • obliczenia z wykorzystaniem reguły mieszania 	
52.	Stężenie molowe roztworu	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>stężenie molowe roztworu</i> (podaje 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 analiza sprawdzianu	1			

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
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> i <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 pojęcie <i>standardowa entalpia tworzenia</i>^W • definiuje pojęcie <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 • wyznaczanie 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 podaje wzór na obliczenie szybkości reakcji • podaje założenia teorii zderzeń aktywnych • podaje równanie kinetyczne reakcji chemicznej z jednym substratem • podaje równanie kinetyczne reakcji chemicznej z dwoma substratami • wyjaśnia pojęcie <i>energia aktywacji</i> • podaje treść <i>reguły van't Hoffa</i> • określa czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej^P • zapisuje ogólne równanie kinetyczne^W • wyjaśnia pojęcie <i>rząd reakcji chemicznej</i>^W • wyjaśnia 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 substratów 	<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
				<ul style="list-style-type: none"> • obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej podwyższeniem temperatury 	
58.	Katalizatory i reakcje katalityczne	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>energii aktywacji</i> • wyjaśnia pojęcie <i>katalizatory</i>^P • podaje różnice między katalizatorem a inhibitorem • wyjaśnia, na czym polega biokataliza^W • wyjaśnia pojęcie <i>aktywatory</i>^W • wyjaśnia różnicę między katalizą homogeniczną, heterogeniczną a autokatalizą • podaje zastosowania różnych rodzajów katalizy 	<ul style="list-style-type: none"> • 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 	<ul style="list-style-type: none"> – energia aktywacji – 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
				<ul style="list-style-type: none"> podanie przykładu biokatalizy 	
59.	Podsumowanie wiadomości na temat kinetyki chemicznej	2			
60.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			
61.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			
Reakcje w roztworach wodnych 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>stała równowagi chemicznej</i> podaje wzór na stałą równowagi chemicznej wyjaśnia treść prawa działania mas wyjaśnia pojęcia: <i>równowaga homogeniczna</i> i <i>równowaga heterogeniczna</i> 	<ul style="list-style-type: none"> podawanie przykładów reakcji odwracalnych i nieodwracalnych zapisywanie wyrażań 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 reguły przekory Le Chateliera-Brauna określa wpływ stężenia substratów i produktów na stan równowagi chemicznej określa wpływ ciśnienia substratów i produktów na stan równowagi chemicznej określa wpływ temperatury na stan równowagi 	<ul style="list-style-type: none"> określanie wpływu czynników zewnętrznych na stan równowagi chemicznej obliczanie stałej równowagi chemicznej 	<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	<p>oraz wartości stężeń molowych substratów i produktów reakcji chemicznej</p> <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 • wyjaśnia pojęcia: <i>elektrolity</i> i <i>nielektrolity</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> • podaje ogólne równanie dysocjacji kwasów^P • wyjaśnia sposób powstawania jonów oksoniowych • wyjaśnia przebieg dysocjacji kwasów wieloprotonowych • wyjaśnia sposób dysocjacji zasad wielowodorotlenowych • zapisuje ogólne równanie dysocjacji zasad^P • wyjaśnia sposób dysocjacji soli^P • zapisuje ogólne równanie dysocjacji soli^P • podaje założenia teorii dysocjacji Arrheniusa w odniesieniu do kwasów, zasad i soli^P • podaje założenia teorii Brönsteda-Lowry'ego w 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 25. Badanie zjawiska przewodzenia prądu elektrycznego i zmiany barwy wskaźników kwasowo-zasadowych (pH) 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 	<ul style="list-style-type: none"> – dysocjacja elektrolityczna^P – elektrolity i 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
			<p>odniesieniu do kwasów i zasad</p> <ul style="list-style-type: none"> • podaje założenia teorii Lewisa w odniesieniu do kwasów i zasad 	<p>Arrheniusa</p> <ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równań reakcji dysocjacji kwasów i zasad z zastosowaniem teorii Brönsteda-Lowry'ego • 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> • podaje 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> • podaje wzór matematyczny na obliczanie stopnia dysocjacji elektrolitycznej • podaje <i>treść prawa rozcieńczeń Ostwalda^w</i> • potrafi przedstawić zapisem matematycznym 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> • opisuje skalę pH^P 	<ul style="list-style-type: none"> • określanie charakteru chemicznego roztworów o różnym odczynie • wyznaczanie pH substancji 	<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
				z użyciem uniwersalnych papierków wskaźnikowych	
67.	Reakcje zobojętniania	2	<ul style="list-style-type: none"> opisuje reakcje zobojętniania i wyjaśnia istotę tych reakcji chemicznych^P wyjaśnia, na czym polega zapis cząsteczkowy, jonowy i skrócony jonowy reakcji zobojętniania^P 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 26. Reakcje zobojętniania zasad kwasami z użyciem wskaźników kwasowo-zasadowych 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"> opisuje reakcje strącania osadów i wyjaśnia istotę tych reakcji chemicznych^P definiuje pojęcie <i>iloczyn jonowy elektrolitu</i> i podaje wzór na obliczenie jego wartości^W wyjaśnia pojęcie <i>iloczyn rozpuszczalności substancji</i>^W podaje 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 27. Otrzymywanie osadów wodorotlenków trudno rozpuszczalnych zapisywanie równań reakcji strącania osadów w postaci cząsteczkowej, jonowej i skróconej jonowej analizowanie tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków pod kątem możliwości przeprowadzenia reakcji strącania osadów analizowanie wartości iloczynów 	

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				rozpuszczalności wybranych soli	
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 i rodzaju hydrolizy w zależności od rodzaju soli • wyjaśnia pojęcie <i>hydroliza kationowa</i> • wyjaśnia pojęcie <i>hydroliza anionowa</i> 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 28. 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 pierwiastka chemicznego do bloku <i>s</i> • zapisuje konfigurację elektronową atomu wodoru • określa właściwości fizyczne, chemiczne i występowanie wodoru^P • planuje i opisuje doświadczenia chemiczne, w których wyniku można otrzymać wodór^P • opisuje sposób otrzymywania gazu wodnego • zapisuje konfigurację elektronową atomu helu • określa właściwości fizyczne, chemiczne, występowanie i sposoby otrzymywania helu^P 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równania reakcji przemysłowego otrzymywania wodoru • zapisywanie równań reakcji utleniania-redukcji z wodorem 	<ul style="list-style-type: none"> – blok <i>s</i> – gaz wodny

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
74.	Litowce	2	<ul style="list-style-type: none"> • podaje zastosowania wodoru i helu^P • wymienia nazwy i symbole pierwiastków chemicznych zaliczanych do litowców^P • podaje kryterium podziału metali na lekkie i ciężkie^P • określa konfigurację elektronową powłoki walencyjnej litowców • podaje właściwości fizyczne i chemiczne, oraz sposoby otrzymywania i występowanie litowców • podaje zastosowania litowców^P • wyjaśnia pojęcia: <i>tlenki</i>, <i>nadtlenki</i> i <i>ponadtlenki</i> litowców • wyjaśnia sposób powstawania wodoroków litowców • określa 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 30. Badanie właściwości sodu • Doświadczenie 31. 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 – wodoroki litowców – azotki litowców
75.	Berylowce	2	<ul style="list-style-type: none"> • wymienia nazwy i symbole pierwiastków chemicznych zaliczanych do berylowców^P • określa konfigurację elektronową powłoki walencyjnej berylowców • określa właściwości fizyczne, chemiczne, sposoby otrzymywania i występowanie berylowców • wymienia zastosowania berylowców • wyjaśnia, jak reagują berylowce z tlenem, niemetalami, wodą i kwasami^P • wyjaśnia, dlaczego beryl reaguje ze stężonymi roztworami zasad • wyjaśnia nazwę związku chemicznego <i>tetrahydroksoberylan sodu</i> 	<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 cząsteczce tetrahydroksoberylanu sodu 	<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
76.	Blok s – podsumowanie	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>związki koordynacyjne</i> • wskazuje grupy układu okresowego tworzące blok s • wymienia nazwy pierwiastków chemicznych należących do bloku s • podaje typowe właściwości pierwiastków chemicznych bloku s • wyjaśnia jak, ze wzrostem liczby atomowej, zmieniają się elektroujemność, aktywność chemiczna, zdolność oddawania elektronów i charakter metaliczny pierwiastków bloku s • opisuje zastosowania pierwiastków bloku s i ich związków chemicznych^P 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równań reakcji chemicznych, jakim ulegają pierwiastki 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 w układzie okresowym • zapisuje konfigurację elektronową powłoki walencyjnej borowców • wymienia nazwy pierwiastków chemicznych należących do borowców • podaje właściwości fizyczne, chemiczne, występowanie i zastosowanie borowców • wyjaśnia, jak powstają tlenki, halogenki, azotki i wodoroki borowców • wyjaśnia, jak zmienia się charakter chemiczny tlenków borowców wraz ze wzrostem liczby atomowej borowca • 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 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 32. Działanie roztworów mocnych kwasów na glin • Doświadczenie 33. Pasywacja glinu w kwasie azotowym(V) • zapisywanie równań reakcji glinu z kwasami: chlorowodorowym, siarkowym(VI) i azotowym(V) • zapisywanie równania reakcji glinu z roztworem mocnej zasady • zapisywanie równania reakcji redukcji tlenków metali z zastosowaniem 	<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
			azotowym(V) <ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, jaki charakter chemiczny ma wodorotlenek glinu • wyjaśnia, jaki charakter chemiczny ma tlenek glinu^P 	pyłu glinowego (aluminotermia) <ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 34. 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 pierwiastków chemicznych należących do węglowców^P • określa konfigurację elektronową powłoki walencyjnej węglowców • określa właściwości fizyczne, chemiczne, występowanie i zastosowania węglowców • podaje 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</i> (silany), <i>germanowodory</i> 	<ul style="list-style-type: none"> • projektowanie doświadczeń chemicznych umożliwiających wykazanie zmienności charakteru chemicznego węglowców • apisywanie różnorodnych równań reakcji chemicznych węglowców i ich związków chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> – węglowce^P – krzemionka^P – węglowodory^P – krzemowodory – germanowodory
79.	Azotowce	2	<ul style="list-style-type: none"> • wymienia nazwy pierwiastków chemicznych należących do azotowców^P • zapisuje konfigurację elektronową powłoki walencyjnej azotowców 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 35. Badanie właściwości amoniaku • zapisywanie równań 	<ul style="list-style-type: none"> – azotowce^P – chemiluminescencja – amoniak – sole amonowe

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> • podaje właściwości fizyczne, chemiczne, występowanie i zastosowanie azotowców • podaje odmiany alotropowe 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, wodorki azotowców • określa właściwości amoniaku • podaje nazwy związków chemicznych, jakie z tlenem tworzy azot • podaje wzory sumaryczne i nazwy kwasów tlenowych azotu • określa właściwości kwasu azotowego(V)^P 	<p>reakcji powstawania soli amonowych</p> <ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równań reakcji tlenków azotu z wodą • Doświadczenie 36. 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) 	
80.	Tlenowce	4	<ul style="list-style-type: none"> • wymienia nazwy pierwiastków chemicznych należących do tlenowców^P • zapisuje konfigurację elektronową powłoki walencyjnej tlenowców • podaje właściwości fizyczne, chemiczne, występowanie i zastosowanie tlenowców 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 37. Otrzymywanie tlenu z manganianu(VII) potasu • Doświadczenie 38. Spalanie siarki, węgla i magnezu w tlenie 	<ul style="list-style-type: none"> – tlenowce^P – manganian(VII) potasu – ozon^P – siarka plastyczna – kwas siarkowy(IV)^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"> wymienia odmiany alotropowe, w jakich występują tlen i siarka^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 opisuje budowę cząsteczki tlenu i wynikającą stąd jego aktywność chemiczną opisuje sposób otrzymywania tlenu^P wyjaśnia przebieg reakcji spalania pierwiastków chemicznych w tlenie^P opisuje sposób otrzymywania siarki plastycznej podaje właściwości tlenku siarki(IV)^P podaje 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 opisuje sposób otrzymywania siarkowodoru^P wyjaśnia, co to jest kwas siarkowodorowy^P 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 39. Otrzymywanie siarki plastycznej Doświadczenie 40. Badanie właściwości tlenku siarki(IV) Doświadczenie 41. Badanie właściwości stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) Doświadczenie 42. Otrzymywanie siarkowodoru z siarczku żelaza(II) i kwasu chlorowodorowego zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach: 37., 38., 39., 40.,41. 	<ul style="list-style-type: none"> – kwas siarkowy(VI)^P – siarkowodór^P
81.	Fluorowce	2	<ul style="list-style-type: none"> wymienia nazwy pierwiastków chemicznych należących do fluorowców^P zapisuje konfigurację elektronową powłoki walencyjnej fluorowców podaje właściwości fizyczne, chemiczne, występowanie i zastosowania fluorowców 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 43. Badanie aktywności chemicznej fluorowców Doświadczenie 44. Działanie chloru na substancje barwne 	<ul style="list-style-type: none"> – fluorowce^P – kwasy tlenowe fluorowców – kwasy tlenowe chloru – chlorany

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> opisuje, jak zmienia się aktywność chemiczna i właściwości utleniające fluorowców wraz ze zwiększaniem się ich liczby atomowej podaje wzory i nazwy beztlenowych kwasów fluorowców podaje wzory i nazwy tlenowych kwasów fluorowców określa, jak zmienia się moc kwasów tlenowych fluorowców wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej fluorowca określa, jak zmienia się moc kwasów tlenowych chloru wraz ze zwiększaniem się stopnia utlenienia chloru przedstawia i uzasadnia zmianę mocy kwasów beztlenowych fluorowców wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej fluorowca podaje przykłady związków chemicznych metali i niemetalu z fluorowcami ze szczególnym uwzględnieniem związków chloru 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 45. Reakcja chloru z sodem zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach: 43. i 45. 	
82.	Helowce	1	<ul style="list-style-type: none"> wymienia nazwy pierwiastków chemicznych należących do helowców^P zapisuje konfigurację elektronową powłoki walencyjnej helowców wyjaśnia, dlaczego helowce są bierne chemicznie podaje właściwości fizyczne, chemiczne, występowanie i zastosowania helowców podaje przykłady połączeń chemicznych kryptonu i ksenonu wyjaśnia, co to są połączenia klatratowe helowców 	<ul style="list-style-type: none"> zapisywanie wzorów połączeń chemicznych ksenonu z fluorem i tlenem i kryptonu z fluorem 	<ul style="list-style-type: none"> – helowce – połączenia klatratowe helowców
83.	Blok <i>p</i> –	2	<ul style="list-style-type: none"> określa, które grupy układu okresowego tworzą blok <i>p</i> 	<ul style="list-style-type: none"> zapisywanie równań 	

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
	podsumowanie		<ul style="list-style-type: none"> wymienia nazwy pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> wyjaśnia, w jaki sposób rozbudowuje się podpowłoka <i>p</i> przy zapełnionej podpowłoce <i>s</i> powłoki walencyjnej pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> opisuje zmienność właściwości pierwiastków chemicznych poszczególnych grup bloku <i>p</i> na podstawie konfiguracji elektronowej powłok walencyjnych wyjaśnia, na podstawie znajomości struktury elektronowej powłoki walencyjnej, które z pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> tworzą kationy, a które aniony opisuje zastosowania pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> i ich związków chemicznych^P 	<p>reakcji chemicznych jakim ulegają pierwiastki chemiczne bloku <i>p</i></p> <ul style="list-style-type: none"> zapisywanie równań reakcji powstawania jonów z atomów wybranych pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> 	
84.	Chrom $_{24}\text{Cr}$	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) podaje 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> opisuje otrzymywanie wodorotlenku chromu(III) podaje właściwości wodorotlenku chromu(III) opisuje charakter chemiczny związków chromu w zależności od stopnia utlenienia chromu określa zmianę charakteru chemicznego i właściwości utleniających ze zwiększaniem się stopnia utlenienia 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 46. Otrzymywanie wodorotlenku chromu(III) Doświadczenie 47. Reakcja wodorotlenku chromu(III) z kwasem i zasadą Doświadczenie 48. Utlenianie jonów chromu(III) nadtlakiem wodoru w środowisku wodorotlenku sodu Doświadczenie 49. Reakcja chromianu(VI) 	<ul style="list-style-type: none"> – blok <i>d</i> – chrom – promocja elektronu – wodorotlenek chromu(III) – heksahydroksochromian(III) sodu – chromian(VI) sodu – dichromian(VI) potasu – jon heksahydroksochromianowy(III) – jon chromu(III) – jon chromianowy(III) – jon dichromianowy(VI)

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			chromu w jego związkach chemicznych	<p>sodu z kwasem siarkowym(VI)</p> <ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 50. <p>Reakcja dichromianu(VI) potasu z azotanem(III) potasu w środowisku kwasu siarkowego(VI)</p> <ul style="list-style-type: none"> zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach: 46., 47., 48., 49., 50. 	
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) podaje 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 określa zmianę charakteru chemicznego i właściwości utleniających ze zwiększaniem się stopnia utlenienia manganu w jego związkach chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 51. <p>Reakcja manganianu(VII) potasu z siarczanem(IV) sodu w środowisku kwasowym, obojętnym i zasadowym</p> <ul style="list-style-type: none"> zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniu 51. 	<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) jon manganianowy(VI) jon manganianowy(VII)
86.	Żelazo $_{26}\text{Fe}$	2	<ul style="list-style-type: none"> wskazuje w układzie okresowym pierwiastki 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 52. 	<ul style="list-style-type: none"> żelazo^P

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<p>chemiczne należące do żelazowców (żelazo, kobalt, nikiel)</p> <ul style="list-style-type: none"> • podaje właściwości fizyczne żelaza^P • wyjaśnia, na czym polega pasywacja żelaza • zapisuje konfigurację elektronową żelaza • opisuje przebieg reakcji otrzymywania wodorotlenku żelaza(II) • opisuje przebieg reakcji otrzymywania wodorotlenku żelaza(III) • wyjaśnia, w jaki sposób bada się właściwości wodorotlenku żelaza(II) i wodorotlenku żelaza(III) • podaje wzory i nazwy oraz określa sposoby otrzymywania ważniejszych związków żelaza • określa charakter chemiczny związków żelaza w zależności od stopnia utlenienia żelaza 	<p>Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(II) i badanie jego właściwości</p> <ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 53. <p>Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III) i badanie jego właściwości</p> <ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 52. i 53. 	<ul style="list-style-type: none"> – 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) • podaje właściwości fizyczne miedzi^P • wyjaśnia, jak powstaje patyna • zapisuje konfigurację elektronową miedzi • wyjaśnia, na czym polega promocja elektronu z podpowłoki 4s na podpowłokę 3d • opisuje otrzymywanie wodorotlenku miedzi(II) • opisuje, w jaki sposób bada się właściwości wodorotlenku miedzi(II) 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 54. <p>Otrzymywanie wodorotlenku miedzi(II)</p> <ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 55. <p>Badanie właściwości wodorotlenku miedzi(II)</p> <ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 54. i 55. 	<ul style="list-style-type: none"> – miedź – patyna^P – wodorotlenek miedzi(II)^P
88.	Blok <i>d</i> – podsumowanie	1	<ul style="list-style-type: none"> • określa, które grupy układu okresowego tworzą blok <i>d</i> • wymienia nazwy przykładowych pierwiastków bloku <i>d</i> 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równań reakcji chemicznych jakim ulegają pierwiastki 	

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> 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> opisuje, jak zmienia się charakter chemiczny tlenków pierwiastków chemicznych bloku <i>d</i> wraz ze zwiększaniem się stopnia utlenienia tych pierwiastków chemicznych określa, jak zmieniają się właściwości utleniające związków chemicznych wraz ze zwiększaniem się stopnia utlenienia pierwiastków bloku <i>d</i> opisuje zastosowania pierwiastków chemicznych bloku <i>d</i> i ich związków chemicznych 	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"> zna kryterium przynależności pierwiastków chemicznych do bloku <i>f^w</i> określa, co to są aktynowce i lantanowce^w podaje najważniejsze informacje o lantanowcach^w podaje najważniejsze informacje o aktynowcach^w opisuje zastosowania pierwiastków chemicznych bloku <i>f^w</i> 		<ul style="list-style-type: none"> – blok <i>f^w</i> – lantanowce^w – aktynowce^w
90.	Podsumowanie wiadomości na temat pierwiastków i związków chemicznych	3			
91.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
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> • przedstawia rozwój chemii organicznej, znaczenie i różnorodność związków organicznych • określa właściwości węgla na podstawie położenie tego pierwiastka chemicznego w układzie okresowym • podaje przykłady 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 56. Wykrywanie obecności węgla, wodoru i tlenu w substancji organicznej • Doświadczenie 57. 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> 	<ul style="list-style-type: none"> • projektowanie doświadczeń umożliwiających rozdzielanie na składniki mieszanin jednorodnych, np. etanolu i acetonu czy roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) w wodzie 	<ul style="list-style-type: none"> – sublimacja^P – krystalizacja^P – destylacja^P
Węglowodory (32 godziny lekcyjne)					
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 • wyjaśnia pojęcie <i>alkany</i> i tłumaczy, dlaczego zalicza 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 58. Spalanie gazu ziemnego • Doświadczenie 59. Otrzymywanie metanu • Doświadczenie 60. Badanie zachowania 	<ul style="list-style-type: none"> – alkanany^P – szereg homologiczny alkanów^P – wzór ogólny alkanów^P – wzór sumaryczny^P – wzór strukturalny^P

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<p>się je do węglowodorów nasyconych^P</p> <ul style="list-style-type: none"> opisuje budowę cząsteczki metanu otrzymuje metan i bada jego właściwości^P zapisuje równania 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 określa zmiany właściwości w szeregu homologicznym alkanów^P określa 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> wyjaśnia reguły tworzenia nazw systematycznych izomerów alkanów określa rzędowość atomów węgla w cząsteczkach alkanów 	<p>metanu wobec wody bromowej i roztworu manganianu(VII) potasu</p> <ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 61. Badanie właściwości butanu i benzyny zapisywanie równań reakcji zachodzących w doświadczeniach 58.–61. zapisywanie wzorów sumarycznych, półstrukturalnych, strukturalnych i kreskowych dla alkanów zawierających do 10 atomów węgla w cząsteczce ustalanie nazw systematycznych izomerów alkanów zapisywanie wzorów alkanów o podanych nazwach określanie rzędowości atomów węgla w cząsteczkach alkanów 	<ul style="list-style-type: none"> wzór kreskowy wzór półstrukturalny^P reakcja spalania całkowitego^P reakcja spalania niecałkowitego^P reakcja substytucji^P izomeria łańcuchowa rzędowość atomów węgla w cząsteczkach alkanów
96.	Węglowodory nienasycone – alkeny	6	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcie <i>alkeny</i> i tłumaczy, dlaczego zalicza się je do węglowodorów nienasyconych^P wyjaśnia budowę cząsteczki etenu na podstawie 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 62. Otrzymywanie etenu z polietylenu 	<ul style="list-style-type: none"> alkeny^P szereg homologiczny alkenów^P

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<p>hybrydyzacji orbitali atomowych węgla</p> <ul style="list-style-type: none"> otrzymuje eten w reakcji rozkładu polietylenu^P wyjaśnia pojęcie <i>reakcja eliminacji</i> przedstawia 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 w reakcji addycji zapisuje reakcje etenu z bromem, wodorem, chlorem, chlorowodorem i wodą – wyjaśnia mechanizm tych reakcji chemicznych wyjaśnia pojęcie <i>polimeryzacja etenu</i>^P wyjaśnia przebieg reakcji utleniania-redukcji z udziałem związków organicznych na przykładzie etenu przedstawia szereg homologiczny alkenów i podaje wzór ogólny alkenów^P określa nazwy, wzory strukturalne, półstrukturalne, kreskowe i sumaryczne alkenów podaje zasady tworzenia nazw izomerów alkenów opisuje zastosowania alkenów^P 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 63. Spalanie etenu oraz badanie zachowania etenu wobec wody bromowej i roztworu manganianu(VII) potasu zapisywanie równań reakcji zachodzących w doświadczeniach 62. i 63. zapisywanie wzorów sumarycznych, półstrukturalnych, strukturalnych i kreskowych alkenów ustalanie nazw systematycznych alkenów zapisywanie wzorów alkenów o podanych nazwach planowanie ciągu przemian umożliwiających otrzymanie, np. etenu z etanu z udziałem fluorowcopochodnych węglowodorów i zapisywanie odpowiednich równań reakcji chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> wzór ogólny alkenów^P reguła Markownikowa reakcja addycji^P reakcja polimeryzacji^P
97.	Węglowodory nienasycone – alkiny	4	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcie <i>alkiny</i> i tłumaczy, dlaczego zalicza się je do węglowodorów nienasyconych^P 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 64. Otrzymywanie etynu 	<ul style="list-style-type: none"> alkiny^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"> • 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 trimeryzacji etynu • zapisuje równania reakcji etynu z bromem, wodorem, chlorem, chlorowodorem i wodą i wyjaśnia mechanizm tych reakcji • zapisuje równanie reakcji polimeryzacji etynu^P • przedstawia szereg homologiczny alkinów i podaje wzór ogólny^P • określa zmiany właściwości w szeregu homologicznym alkinów^P • określa nazwy, wzory strukturalne, półstrukturalne, kreskowe i sumaryczne alkinów • przedstawia zastosowanie alkinów^P 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 65. Spalanie etynu oraz badanie jego zachowania wobec wody bromowej i manganianu(VII) potasu • zapisywanie równań reakcji zachodzących w doświadczeniach 64. i 65. • zapisywanie wzorów sumarycznych, półstrukturalnych, strukturalnych i kreskowych alkinów • ustalanie nazw systematycznych alkinów • zapisywanie wzorów alkinów o podanych nazwach 	<ul style="list-style-type: none"> – szereg homologiczny alkinów^P – wzór ogólny alkinów^P
98.	Węglowodory aromatyczne – areny. Benzen	3	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>aromatyczność</i> na przykładzie benzenu • podaje metody otrzymywania benzenu • bada właściwości benzenu • zapisuje równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego benzenu • zapisuje równania reakcji bromowania benzenu z użyciem katalizatora i wyjaśnia mechanizm tej reakcji chemicznej • zapisuje równania reakcji nitrowania i sulfonowania benzenu, określa warunki przebiegu tych reakcji 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 66. Badanie właściwości benzenu • zapisywanie równań reakcji zachodzących w doświadczeniu 66. • planowanie ciągu przemian umożliwiających otrzymanie benzenu z węgla i dowolnych odczynników 	<ul style="list-style-type: none"> – węglowodory aromatyczne (areny) – benzen – aromatyczność – szereg homologiczny benzenu – wzór ogólny związków chemicznych szeregu homologicznego benzenu

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<p>chemicznych i wyjaśnia ich mechanizm</p> <ul style="list-style-type: none"> • zapisuje równanie reakcji uwodornienia benzenu oraz wyjaśnia mechanizm tej reakcji chemicznej • przedstawia szereg homologiczny benzenu i podaje wzór ogólny związków chemicznych szeregu homologicznego benzenu • podaje zastosowania benzenu 	<p>nieorganicznych</p> <ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie odpowiednich równań reakcji chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> – reakcja nitrowania – reakcja sulfonowania
	Węglowodory aromatyczne – areny. Metylobenzen (toluen)	3	<ul style="list-style-type: none"> • bada właściwości metylobenzenu • zapisuje równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego metylobenzenu • zapisuje reakcję bromowania i wyjaśnia mechanizm powstawania metylobenzenu na świetle lub w obecności katalizatora • wyjaśnia pojęcie <i>podstawniki</i> i podaje ich przykłady • wyjaśnia, na czym polega wpływ kierujący podstawników I i II rodzaju • zapisuje równania reakcji nitrowania i sulfonowania metylobenzenu 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 67. Badanie właściwości metylobenzenu • zapisywanie równań reakcji zachodzących w doświadczeniu 67. • zapisywanie równań reakcji bromowania, nitrowania i sulfonowania np. dla etylobenzenu, nitrobenzenu, kwasu benzenosulfonowego 	<ul style="list-style-type: none"> – metylobenzen (toluen) – podstawniki I i II rodzaju – wpływ kierujący podstawników
	Węglowodory aromatyczne – areny. Areny wielopierścieniowe	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie: areny wielopierścieniowe • podaje przykłady arenów wielopierścieniowych • bada właściwości naftalenu 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 68. Badanie właściwości naftalenu • zapisywanie równań reakcji zachodzących w doświadczeniu 68. • zapisywanie równań reakcji nitrowania i sulfonowania naftalenu • zapisywanie równań 	<ul style="list-style-type: none"> – areny wielopierścieniowe – naftalen – antracen – fenantren

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				reakcji spalania antracenu i fenantrenu <ul style="list-style-type: none"> projektowanie doświadczeń dowodzących różnic we właściwościach 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 i położeniowej wyjaśnia pojęcie <i>izomeria geometryczna (cis-trans)</i> 	<ul style="list-style-type: none"> ustalanie nazw izomerów geometrycznych 	<ul style="list-style-type: none"> – izomeria konstytucyjna, czyli strukturalna (szkieletowa, położeniowa, funkcyjna) – stereoizomeria, czyli izomeria konfiguracyjna (izomeria geometryczna, izomeria optyczna)
	Izomeria węglowodorów. Izomeria geometryczna cis-trans		<ul style="list-style-type: none"> podaje przykłady związków chemicznych, w których występuje izomeria <i>cis-trans</i> analizuje tabele z właściwościami izomerów geometrycznych danego węglowodoru stosuje zasady nazewnictwa izomerów <i>cis-trans</i> 		
100.	Podsumowanie wiadomości o węglowodorach	4			
101.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			
102.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			
Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów (26 godzin lekcyjnych)					

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
103.	Alkohole monohydroksylowe	3	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>grupa funkcyjna</i>^P • wyjaśnia pojęcie <i>grupa hydroksylowa</i>^P • wyjaśnia pojęcie <i>grupa alkilowa</i>^P • wyjaśnia pojęcie <i>jednofunkcyjne pochodne węglowodorów</i> • wyjaśnia przebieg i zapisuje równanie reakcji odwodornienia alkoholi do alkenów na przykładzie etanolu • wyjaśnia pojęcie <i>alkohole monohydroksylowe</i>^P • przedstawia szereg homologiczny, zapisuje wzory sumaryczne, strukturalne, półstrukturalne, kreskowe i nazwy alkoholi monohydroksylowych^P • zapisuje wzór ogólny alkoholi monohydroksylowych^P • określa zmiany właściwości alkoholi w szeregu homologicznym^P • określa rzędowość alkoholi • przedstawia metody otrzymywania i zastosowania alkoholi monohydroksylowych^P • opisuje właściwości alkoholi na przykładzie etanolu wykonując odpowiednie doświadczenia chemiczne i zapisując równania reakcji chemicznych^P • wykrywa obecność etanolu (reakcja charakterystyczna)^P • ocenia wpływ etanolu na organizm człowieka^P • opisuje właściwości toksyczne metanolu^P 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 69. Badanie właściwości etanolu • Doświadczenie 70. Reakcja etanolu z sodem • Doświadczenie 71. Reakcja etanolu z chlorowodorem • Doświadczenie 72. Wykrywanie obecności etanolu • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 69.–72. • planowanie ciągu przemian umożliwiających otrzymanie etanolan sodu z węgliku wapnia i odpowiednich odczynników nieorganicznych • zapisywanie odpowiednich równań reakcji chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> – jednofunkcyjne pochodne węglowodorów^P – alkohole monohydroksylowe^P – grupa funkcyjna^P – grupa hydroksylowa^P – grupa alkilowa^P – rzędowość alkoholi – fermentacja alkoholowa^P – rektyfikacja^P – kontrakcja^P
104.	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 • podaje metody otrzymywania alkoholi 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 73. Badanie właściwości glicerolu • Doświadczenie 74. 	<ul style="list-style-type: none"> – alkohole polihydroksylowe

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<p>polihydroksylowych glikolu etylenowego i glicerolu</p> <ul style="list-style-type: none"> • odróżnia doświadczalnie alkohol monohydroksylowy od alkoholu polihydroksylowego • wymienia zastosowania glikolu etylenowego i gliceryny^P 	<p>Reakcja glicerolu z sodem</p> <ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 73. i 74. • Doświadczenie 75. Badanie zachowania się alkoholi wobec wodorotlenku miedzi (II) 	
105.	Fenole	3	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>fenole</i> • zapisuje wzór ogólny fenoli • podaje metody otrzymywania fenoli • bada właściwości fenolu (benzenolu) • ocenia wpływ pierścienia benzenowego na charakter chemiczny fenoli • wykrywa obecność benzenolu (reakcja charakterystyczna) • opisuje zastosowania fenoli • porównuje budowę cząsteczek alkoholi i fenoli 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 76. Badanie właściwości benzenolu • Doświadczenie 77. Reakcja benzenolu z roztworem wodorotlenku sodu • Doświadczenie 78. Reakcja benzenolu z wodą bromową • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 76., 77. i 78. • Doświadczenie 79. Wykrywanie fenolu – reakcja fenolu z chlorkiem żelaza(III) 	– fenole

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				<ul style="list-style-type: none"> zapisywanie równań reakcji nitrowania i sulfonowania fenolu 	
106.	Związki karbonylowe – aldehydy i ketony	3	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcie <i>aldehydy</i> wyjaśnia pojęcie <i>ketony</i> wskazuje na różnice w budowie cząsteczek aldehydów i ketonów zapisuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerycznych aldehydów i ketonów o podanym wzorze sumarycznym tworzy nazwy systematyczne prostych aldehydów i ketonów zapisuje wzory ogólne aldehydów i ketonów wskazuje grupy funkcyjne w aldehydach i ketonach otrzymuje etanal zapisuje równania reakcji utleniania alkoholu pierwszo- i drugorzędowego, np. tlenkiem miedzi(II), podaje produkty tej reakcji chemicznej (aldehyd i keton) określa rodzaj związku karbonylowego (aldehyd czy keton) na podstawie wyników próby z odczynnikami Tollensa i Trommera bada właściwości metanal (aldehydu mrówkowego) bada właściwości propanonu (acetonu)^w wyjaśnia pojęcie <i>próba jodoformowa</i> (reakcja chemiczna służąca do identyfikacji metyloketonów)^w porównuje metody otrzymywania, właściwości i zastosowania aldehydów i ketonów 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 80. Otrzymywanie etanal (aldehydu octowego) Doświadczenie 81. Badanie właściwości wodnego roztworu metanal Doświadczenie 82. Reakcja metanal z amoniakalnym roztworem tlenku srebra(I) (próba Tollensa) Doświadczenie 83. Reakcja metanal z wodorotlenkiem miedzi(II) (próba Trommera) zapisywanie równań reakcji zachodzących w doświadczeniach 80.–83. Doświadczenie 84. Badanie właściwości acetonu Doświadczenie 85. Badanie właściwości redukujących acetonu 	<ul style="list-style-type: none"> związki karbonylowe aldehydy ketony grupa aldehydowa grupa ketonowa próba Tollensa próba Trommera próba jodoformowa

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				<p>(próba Tollensa)</p> <ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 86. Badanie właściwości redukujących acetonu (próba Trommera) zapisywanie równania reakcji utleniania alkoholu I-rzędowego dichromianem(VI) potasu w środowisku kwasowym zapisywanie równania reakcji etanolu z manganianem(VII) potasu w środowisku kwasowym 	
107.	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, wzory sumaryczne, strukturalne, półstrukturalne, kreskowe i nazwy kwasów karboksylowych^P zapisuje wzór ogólny kwasów karboksylowych^P określa zmiany właściwości kwasów karboksylowych w szeregu homologicznym^P wskazuje grupę karboksylową oraz resztę kwasową we wzorach kwasów karboksylowych (alifatycznych i aromatycznych)^P określa metody otrzymywania kwasów karboksylowych z uwzględnieniem fermentacji octowej^P bada właściwości kwasów karboksylowych^P 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 87. Fermentacja octowa Doświadczenie 88. Badanie właściwości kwasów metanowego (mrówkowego) i etanowego (octowego) Doświadczenie 89. Reakcja kwasu metanowego z roztworem manganianu(VII) potasu i kwasem siarkowym(VI) Doświadczenie 90. Reakcja kwasu etanowego z magnezem 	<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"> • sprawdza doświadczalnie właściwości redukujące kwasu metanowego i uzasadnia przyczynę tych właściwości • projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne, aby porównać moc kwasów organicznych i nieorganicznych • wykazuje podobieństwa we właściwościach chemicznych kwasów karboksylowych i kwasów nieorganicznych • opisuje występowanie w przyrodzie i zastosowania kwasów karboksylowych^P 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 91. Reakcja kwasu etanowego z tlenkiem miedzi(II) • Doświadczenie 92. Reakcja kwasu etanowego z zasadą sodową • Doświadczenie 93. Porównanie mocy kwasów etanowego, węglowego i siarkowego(VI) • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 87.–93. • planowanie ciągu przemian umożliwiających otrzymanie octanu magnezu z etenu i zapisywanie odpowiednich równań reakcji chemicznych 	
108.	Wyższe kwasy karboksylowe	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>wyższe kwasy karboksylowe</i>^P • bada właściwości wyższych kwasów karboksylowych^P • projektuje doświadczalny sposób odróżnienia nasyconych i nienasyconych wyższych kwasów karboksylowych^P 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 94. Badanie właściwości wyższych kwasów karboksylowych • Doświadczenie 95. 	– wyższe kwasy karboksylowe ^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 i uzasadnia odczyn wodnego roztworu mydła^P • podaje podobieństwa i różnice występujące we właściwościach poznanych kwasów karboksylowych^P 	<p>Reakcja kwasu stearynowego z zasadą sodową</p> <ul style="list-style-type: none"> • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 94. i 95. 	
109.	Estry	2	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>estry</i>^P • opisuje budowę cząsteczek estrów, wskazuje grupę funkcyjną (wiązanie estrowe)^P • podaje zasady nazewnictwa estrów^P • przeprowadza reakcję estryfikacji, zapisuje równanie reakcji 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 • opisuje właściwości i zastosowania estrów^P 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 96. Reakcja etanolu z kwasem etanowym • Doświadczenie 97. Badanie właściwości etanianu etylu • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 96. i 97. • określanie i 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 	<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
				<ul style="list-style-type: none"> zapisywanie równań reakcji estryfikacji z użyciem dowolnych substratów zapisywanie równań reakcji hydrolizy dowolnych estrów 	
110.	Tłuszcze	2	<ul style="list-style-type: none"> opisuje budowę tłuszczów stałych i ciekłych jako estrów glicerolu i wyższych kwasów karboksylowych^P bada właściwości tłuszczów^P bada doświadczalnie charakter tłuszczów (nasycony i nienasycony)^P opisuje przebieg i wyjaśnia mechanizm utwardzania tłuszczów ciekłych^P wyjaśnia przebieg reakcji estru z wodą (hydroliza estru) w środowisku zasadowym i kwasowym oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych^P opisuje właściwości i zastosowania estrów^P 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 98. Badanie właściwości tłuszczów Doświadczenie 99. Zachowanie się olejów roślinnych w wodzie bromowej Doświadczenie 100. Hydroliza zasadowa tłuszczów (zmydlenie tłuszczów) zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 98.–100. 	<ul style="list-style-type: none"> tłuszcze^P hydroliza zasadowa tłuszczów
111	Aminy i amidy – związki chemiczne zawierające azot	3	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcie <i>aminy</i>, wskazuje grupę funkcyjną w wzorach amin^P określa szereg homologiczny amin, ustala ich nazwy, wzory strukturalne, półstrukturalne, kreskowe i sumaryczne zapisuje wzór ogólny amin określa rzędowość amin 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 101. Badanie właściwości amin Doświadczenie 102. Reakcja fenyloaminy (aniliny) z kwasem chlorowodorowym 	<ul style="list-style-type: none"> aminy^P grupa aminowa rzędowość amin amidy grupa amidowa diamid kondensacja mocznika

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
			<ul style="list-style-type: none"> wskazuje na różnice i podobieństwa w budowie etyloaminy i fenyloaminy (aniliny) wyjaśnia przyczynę zasadowych właściwości amoniaku i amin, 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 bada właściwości amidów analizuje budowę cząsteczki mocznika i wynikające z niej właściwości mocznika i jego zastosowania zapisuje równania reakcji hydrolizy mocznika – reakcja 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 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 103. Reakcja fenyloaminy (aniliny) z wodą bromową Doświadczenie 104. Reakcja chlorowodoru aniliny z wodorotlenkiem sodu Doświadczenie 105. Reakcja acetamidu z wodą w środowisku roztworu kwasu siarkowego(VI) oraz z roztworem zasady sodowej zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 101.–105. planowanie ciągu przemian umożliwiających otrzymanie z etynu bromowodorku aniliny 	<ul style="list-style-type: none"> – biuret – wiązanie peptydowe^P – hydroliza mocznika
112.	Podsumowanie wiadomości o jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów	2			
113.	Sprawdzian	1			

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
	wiadomości i umiejętności				
114.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			
Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów (10 godzin lekcyjnych)					
115.	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 • określa właściwości hydroksykwasów wynikające z obecności w ich cząsteczce grupy karboksylowej i grupy hydroksylowej • podaje występowanie i zastosowania kwasu 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 • opisuje występowanie i zastosowanie aspiryny 	<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
116.	Aminokwasy	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>aminokwasy</i>^P • podaje nazwy grup funkcyjnych występujące w cząsteczkach aminokwasów^P • zapisuje wzór ogólny aminokwasów • opisuje właściwości kwasowo-zasadowe aminokwasów oraz mechanizm powstawania jonów obojnych • projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik potwierdzi amfoteryczny charakter aminokwasów 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 106. Badanie właściwości kwasu aminooctowego (glicyny) • wykazanie charakteru amfoterycznego glicyny i zapisanie odpowiednich równań reakcji chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> – aminokwasy^P – wzór ogólny aminokwasów – jon obojny – reakcja kondensacji aminokwasów – wiązanie peptydowe^P – di-, tripeptydy

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 kondensacji dwóch cząsteczek aminokwasów o podanych wzorach i wskazuje wiązanie peptydowe w otrzymanym produkcie^P tworzy wzory dipeptydów i tripeptydów powstających z podanych aminokwasów^P 	<ul style="list-style-type: none"> zapisywanie równań reakcji otrzymywania di- i tripeptydów rozpoznawanie reszty podstawowych aminokwasów w podanych wzorach cząsteczek di- i tripeptydów 	
117.	Białka	1	<ul style="list-style-type: none"> określa skład pierwiastkowy białek^P opisuje budowę białek (polipeptydów), jako polimerów kondensacyjnych aminokwasów^P opisuje 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"> – zdolność białek do rozpuszczania się w wodzie, – skład łańcucha polipeptydowego^P projektuje i wykonuje doświadczenie chemiczne umożliwiające wykazanie wpływu różnych substancji i ogrzewania na strukturę białek^P wyjaśnia różnicę między wysalaniem, a denaturacją białka^P planuje i wykonuje doświadczenie chemiczne umożliwiające identyfikację białek (reakcja biuretowa, reakcja ksantoproteinowa)^P opisuje przebieg hydrolizy polipeptydów w 	<ul style="list-style-type: none"> Doświadczenie 107. Badanie procesu wysalania białka Doświadczenie 108. Badanie działania różnych substancji i wysokiej temperatury na białko Doświadczenie 109. Reakcja biuretowa Doświadczenie 110. Reakcja ksantoproteinowa wykrywanie obecności białek w artykułach spożywczych 	<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
			<p>środowisku kwasowym i zasadowym</p> <ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia znaczenie białek jako niezastąpionego składnika organizmów^P 		
118.	Sacharydy (cukry). Monosacharydy – cukry proste	3	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>sacharydy</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 i wielkość cząsteczki • zapisuje wzory łańcuchowe: rybozy, 2-deoksyrybozy, glukozy i fruktozy oraz wykazuje, że monosacharydy należą do polihydroksyaldehydów lub polihydroksyketonów • zapisuje wzory taflowe (Hawortha) glukozy i fruktozy oraz wskazuje wiązanie półacetalowe • doświadczalnie potwierdza obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy^P • opisuje właściwości glukozy i fruktozy, wskazuje na podobieństwa i różnice • doświadczalnie odróżnia glukozę od fruktozy • wskazuje na pochodzenie monosacharydów zawartych np. w owocach, powstających w procesie fotosyntezy^P • określa przemiany i rolę monosacharydów w organizmie człowieka 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 111. Badanie składu pierwiastkowego sacharydów • Doświadczenie 112. Badanie właściwości glukozy • Doświadczenie 113. Reakcje charakterystyczne glukozy • Doświadczenie 114. Rozróżnianie wodnych roztworów glukozy i fruktozy • zapisywanie równań reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach 113. i 114. • planowanie ciągu przemian umożliwiających przekształcenie glukozy w etanian etylu – zapisywanie odpowiednich równań reakcji chemicznych 	<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
	Disacharydy – dwucukry		<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>disacharydy</i>^P • zapisuje wzory taflowe 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 • wyjaśnia rolę sacharozy w organizmie^P 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 115. Badanie właściwości sacharozy • Doświadczenie 116. Badanie właściwości redukujących maltozy (próba Tollensa) 	<ul style="list-style-type: none"> – disacharydy^P – wiązanie o-glikozydowe – hydroliza disacharydów
	Polisacharydy – wielocukry		<ul style="list-style-type: none"> • porównuje budowę cząsteczek skrobi i celulozy^P • porównuje właściwości skrobi i celulozy wynikające z różnicy w budowie ich cząsteczek^P • bada doświadczalnie właściwości skrobi • przeprowadza reakcję charakterystyczną skrobi^P • zapisuje uproszczone równanie reakcji hydrolizy polisacharydów^P • wyjaśnia znaczenie biologiczne i funkcje budulcowe i energetyczne sacharydów w organizmach^P 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 117. Badanie właściwości skrobi • zapisywanie równania reakcji hydrolizy skrobi • zaplanowanie i wykonanie doświadczenia umożliwiającego stwierdzenie obecności skrobi w produktach spożywczych 	<ul style="list-style-type: none"> – polisacharydy^P – reakcja charakterystyczna skrobi^P – hydroliza polisacharydów^P
119.	Podsumowanie wiadomości o	2			

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
	wielofunkcyjnych pochodnych węglowodorów				
120.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			
121.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			
Izomeria optyczna (6 godzin lekcyjnych)					
122.	Pojęcie izomerii optycznej	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>światło spolaryzowane</i> • wyjaśnia pojęcie <i>czynność optyczna</i> • wiąże czynność optyczną związku chemicznego z budową jego cząsteczek • wyjaśnia pojęcie <i>polarymetr</i> i podaje jego zastosowanie • wyjaśnia pojęcia <i>substancje prawo- i lewoskrętne</i> • wyjaśnia zjawisko izomerii optycznej 	<ul style="list-style-type: none"> • analizowanie schematu i zasady działania polarymetru • analiza schematu przedstawiającego skręcanie światła spolaryzowanego przez substancje optycznie czynne 	<ul style="list-style-type: none"> – światło spolaryzowane – czynność optyczna – polarymetr – substancje prawo- i lewoskrętne – izomeria optyczna
123.	Chiralność	1	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie <i>chiralność</i> i czym jest uwarunkowane • wyjaśnia pojęcie <i>asymetryczny atom węgla</i> w cząsteczce i wskazuje ten atom we wzorze strukturalnym kwasu mlekowego • wyjaśnia pojęcia: <i>enancjomery, diastereoizomery, racemat, konfiguracja D i L</i> 	<ul style="list-style-type: none"> • Doświadczenie 118. Modelowanie cząsteczki kwasu mlekowego • zapisywanie wzoru perspektywicznego i projekcyjnego izomerów optycznych kwasu mlekowego • rysowanie wzoru jednej pary enancjomerów związku chemicznego o podanym wzorze 	<ul style="list-style-type: none"> – chiralność – asymetryczny atom węgla – wzór perspektywiczny – wzór projekcyjny – diastereoizomery – racemat – konfiguracja D i L

Lp.	Treści nauczania (temat lekcji)	Liczba godzin na realizację	Umiejętności – wymagania szczegółowe. Uczeń:	Doświadczenia/ przykłady/zadania	Wprowadzane pojęcia
				sumarycznym <ul style="list-style-type: none"> • analizowanie wzorów strukturalnych różnych substancji i wybór tych, które są czynne optycznie 	
124.	Przykłady związków chemicznych wykazujących izomerię optyczną	1	<ul style="list-style-type: none"> • rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów optycznych fluorowcopochodnych węglowodorów, hydroksykwasów, aminokwasów, sacharydów o podanych wzorach sumarycznych 	<ul style="list-style-type: none"> • wskazywanie asymetrycznych atomów węgla we wzorach cząsteczek wybranych związków chemicznych • podawanie nazw podstawników przy asymetrycznym atomie węgla w cząsteczce związku chemicznego • wskazywanie asymetrycznych atomów węgla w cząsteczkach związków chemicznych o podanych nazwach 	
125,	Podsumowanie wiadomości o izomerii optycznej	1			
126,	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	1			
127.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	1			