

WYMAGANIA EDUKACYJNE Z CHEMII

dla klas I-IV szkoły ponadpodstawowej realizujących chemię w zakresie rozszerzonym

w liczbie 3 godzin tygodniowo w klasie I, 4 godzin tygodniowo w klasie II i III oraz 3 godzin tygodniowo w klasie IV

Rok szkolny 2026/27 – przyporządkowanie wymagań edukacyjnych do poszczególnych klas

	Numery wymagań branych pod uwagę przy ustalaniu oceny	
Klasa	śródrocznej	rocznej
1b	I, II, III	I, II, III, IV, V
1c	I, II, III	I, II, III, IV, V
2b	VI, VII, VIII	VI, VII, VIII, XII, XIII, XIV, XV
2c	VI, VII, VIII	VI, VII, VIII, XII, XIII, XIV, XV
3b	IX, X, XII, XIV	IX, X, XI, XII, XIV, XVI, XVII
3c	IX, X, XII	IX, X, XI, XII, XVI, XVII, XVIII
4b	XIX, XX, XXI, XXII, XXIII, XXIV, XXV, XXVIII	XIX, XX, XXI, XXII, XXIII, XXIV, XXV, XXVI, XXVII, XXVIII, XXIX, XXX, XXXI, XXXII, XXXIII,
4c	XIX, XX, XXI, XXII, XXIII, XXIV, XXV, XXVIII	XVIII, XIX, XX, XXI, XXII, XXIII, XXIV, XXV, XXVI, XXVII, XXVIII, XXIX, XXX, XXXI, XXXII, XXXIII,

Uwaga! Uczeń musi mieć opanowane wymagania dotyczące materiału realizowanego wcześniej w stopniu umożliwiającym realizację wymagań przewidzianych w danej klasie.

I. PODSTAWY DOŚWIADCZEŃ CHEMICZNYCH			
ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: - wymienia nazwy szkła i sprzętu laboratoryjnego, - zna i stosuje zasady BHP obowiązujące w pracowni chemicznej, - bezpiecznie posługuje się podstawowym sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi.	Uczeń: wyjaśnia przeznaczenie podstawowego szkła i sprzętu laboratoryjnego	Uczeń: samodzielnie projektuje proste zestawy sprzętu i szkła wykorzystywane w celu wykonania podstawowych czynności laboratoryjnych (np. sporządzanie roztworów, sączenie, miareczkowanie)	Uczeń: - samodzielnie projektuje złożone zestawy sprzętu wykorzystywanego w celu wykonania określonych czynności laboratoryjnych (np. zestaw do destylacji), - planuje ciąg czynności laboratoryjnych jakie należy wykonać, aby przeprowadzić kilkietapowy eksperyment chemiczny.

II. BUDOWA ATOMU			
ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: - definiuje i stosuje pojęcia: <i>atom, jądro atomowe, elektron, proton, neutron, nukleony, elektrony walencyjne</i>, - oblicza liczbę protonów, elektronów i neutronów w danym atomie na podstawie zapisu ${}^A_ZE$, - definiuje i stosuje pojęcia: <i>izotopy, nuklid, pierwiastek chemiczny, liczba atomowa (porządkowa), liczba masowa, atomowa jednostka masy, (średnia) masa atomowa i cząsteczkowa</i>, - zna symbole liczb atomowej i masowej, - odczytuje średnie masy atomowe i liczby atomowe pierwiastków chemicznych z układu okresowego, - oblicza masy cząsteczkowe związków chemicznych, - opisuje czym różni się atom od cząsteczki, - interpretuje zapisy typu: $H_2, 2H, 2H_2$, - zapisuje powłokowe konfiguracje elektronowe atomów i jonów prostych pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 10 - podaje treść prawa okresowości, - omawia budowę układu okresowego pierwiastków chemicznych (podział na grupy i okresy), - określa podstawowe właściwości pierwiastka chemicznego na podstawie jego położenia w układzie okresowym, - podaje liczbę elektronów walencyjnych atomu dowolnego pierwiastka grupy głównej, - wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne zaliczane do niemetali i metali,	Uczeń: - wyjaśnia, od czego zależy ładunek jądra atomowego i dlaczego atom jest elektrycznie obojętny, - oblicza masę atomową pierwiastka chemicznego o znanym składzie izotopowym, - oblicza masy atomów i cząsteczek w gramach, - wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami: <i>masa atomowa, masa cząsteczkowa, liczba atomowa, liczba masowa, atomowa jednostka masy</i>, (np. rozwiązuje zadania wykorzystujące pojęcie masy atomowej i cząsteczkowej, a mające na celu ustalenie wzoru związku chemicznego), - zapisuje powłokowe konfiguracje elektronowe atomów i jonów prostych pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 20, - wskazuje w konfiguracji elektronowej danego atomu rdzeń atomowy i elektrony walencyjne, - na podstawie położenia pierwiastka w układzie okresowym zapisuje konfigurację elektronową jego atomu, a na podstawie konfiguracji określa położenie pierwiastka w układzie okresowym (dla pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 20), - omawia zmienność <i>promienia atomowego i jonowego oraz elektroujemności</i> pierwiastków, chemicznych w układzie okresowym, - opisuje jak zmieniają się właściwości	Uczeń: - wykonuje obliczenia związane z pojęciami: masa atomowa, masa cząsteczkowa, liczba atomowa, liczba masowa, atomowa jednostka masy (o większym stopniu trudności), - oblicza procentową zawartość izotopów na podstawie odpowiednich danych (np. średniej masy atomowej i liczb masowych poszczególnych izotopów), - oblicza masy atomowe izotopów na podstawie odpowiednich danych (np. średniej masy atomowej i składu izotopowego pierwiastka), - zapisuje powłokowe konfiguracje elektronowe atomów i jonów prostych pierwiastków grup głównych (do czwartego okresu włącznie), - przewiduje ładunek jonu prostego danego pierwiastka na podstawie reguły oktetu lub dubletu, - na podstawie położenia pierwiastka w układzie okresowym zapisuje konfigurację elektronową jego atomu, a na podstawie konfiguracji określa położenie pierwiastka w układzie okresowym (dla pierwiastków grup głównych do czwartego okresu włącznie), - wykazuje zależność między położeniem pierwiastka chemicznego w danej grupie a konfiguracją elektronową powłoki walencyjnej, - wymienia czynniki decydujące o elektroujemności atomu i omawia ich wpływ, - porównuje promienie atomowe i jonowe	Uczeń: - rozwiązuje zadania problemowe i wieloetapowe związane ze składem izotopowym pierwiastka i jego masą atomową, - porównuje układ okresowy pierwiastków chemicznych opracowany przez Mendelejewa ze współczesną wersją, - porównuje właściwości pierwiastków, na podstawie ich położenia w układzie okresowym, - uzasadnia zmiany właściwości pierwiastków w układzie okresowym, - definiuje <i>energię jonizacji i powinowactwo elektronowe</i> i wykorzystuje te pojęcia do omawiania właściwości pierwiastków chemicznych.

- definiuje pojęcie <i>elektroujemność</i>, wskazuje w układzie okresowym pierwiastki o dużej i małej elektroujemności - określa maksymalną wartościowość pierwiastków grup głównych względem tlenu i względem wodoru oraz tworzy na tej podstawie wzory tlenków i wodorków.	pierwiastków w układzie okresowym.	atomów i jonów. analizuje zmienność charakteru chemicznego i aktywności pierwiastków grup głównych zależnie od ich położenia w układzie okresowym,	
---	------------------------------------	---	--

III. WIĄZANIA CHEMICZNE			
ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: - definiuje/omawia pojęcia: <i>wiązanie chemiczne, wartościowość, polaryzacja wiązania, moment dipolowy, dipol, cząsteczka niepolarna, wolna i wspólna para elektronowa, donor pary elektronowej, akceptor pary elektronowej</i>, - wymienia i charakteryzuje rodzaje wiązań chemicznych (<i>jonowe, kowalencyjne, kowalencyjne spolaryzowane - w tym koordynacyjne</i>), - omawia zależność między różnicą elektroujemności atomów a rodzajem wiązania, - przewiduje na podstawie różnicy elektroujemności pierwiastków chemicznych rodzaj wiązania chemicznego w związku dwupierwiastkowym, - wymienia przykłady cząsteczek/związków, w których występuje wiązanie jonowe, kowalencyjne i kowalencyjne spolaryzowane (w tym koordynacyjne), - wyjaśnia sposób powstawania wiązań kowalencyjnych, kowalencyjnych spolaryzowanych, koordynacyjnych, jonowych w cząsteczkach pierwiastków (np.	Uczeń: - wyjaśnia regułę <i>dubletu i oktetu</i> elektronowego, - wymienia przykłady i określa właściwości substancji, w których występują wiązania metaliczne, kowalencyjne, jonowe, - posługuje się pojęciami cząsteczka niepolarna/dipol i wiąże je z właściwościami fizycznymi substancji, - wymienia rodzaje oddziaływań międzycząsteczkowych i porządkuje je zgodnie z rosnącą mocą - omawia sposób tworzenia jonów prostych z atomów, - omawia na wybranych przykładach sposób i warunki powstawania wiązań metalicznego i wodorowego, - wyjaśnia właściwości metali na podstawie znajomości natury wiązania metalicznego, - wyjaśnia sposób powstawania wiązań kowalencyjnych, kowalencyjnych spolaryzowanych, koordynacyjnych, jonowych w cząsteczkach pierwiastków (np. O₃, P₄), wodorotlenkach i kwasach	Uczeń: - przewiduje na podstawie różnicy elektroujemności pierwiastków chemicznych rodzaj wiązań chemicznych w związkach trójpierwiastkowych, - zapisuje równania procesów powstawania jonów prostych i tworzenia wiązania jonowego, - wyjaśnia sposób powstawania wiązań jonowych, kowalencyjnych, kowalencyjnych spolaryzowanych, koordynacyjnych w solach, - zapisuje wzory elektronowe (wzory kropkowe i kreskowe) cząsteczek wieloatomowych i jonów (np. SO₄²⁻, NO₃⁻, NH₄⁺), - określa wpływ wiązania wodorowego na właściwości substancji, - porównuje właściwości fizyczne substancji tworzących kryształy jonowe, cząsteczkowe, kowalencyjne, metaliczne oraz substancji, w których występują wiązania wodorowe, - określa kształt cząsteczek i jonów typu AB_x (x=1, 2, 3, 4), - na podstawie znajomości budowy	Uczeń: - proponuje wzory elektronowe (wzory kropkowe i kreskowe dla cząsteczek lub jonów wieloatomowych i wielopierwiastkowych (np. HSCN, P₄O₁₀, NH₄HSO₄), w których występują różne rodzaje wiązań, - analizuje mechanizm przewodzenia prądu elektrycznego przez metale i stopione sole, - wyjaśnia wpływ rodzaju wiązania na właściwości fizyczne substancji, - ustala na podstawie wzoru elektronowego, czy cząsteczka o wzorze AB_x (x=1, 2, 3, 4) jest polarna, uzasadnia swoją opinię.

H₂, Br₂, O₂, N₂) i związkach dwupierwiastkowych (np. CO₂, NaCl, HBr, NH₃, SO₂, CH₄) - zapisuje ich wzory elektronowe kropkowe i kreskowe, – opisuje budowę wewnętrzną metali (wiązanie metaliczne), – wymienia rodzaje oddziaływań międzycząsteczkowych (siły van der Waalsa, wiązania wodorowe), – podaje przykłady cząsteczek pomiędzy którymi występują wiązania wodorowe, – wymienia rodzaje kryształów (kryształy jonowe, kowalencyjne, molekularne, metaliczne), określa rodzaj występujących w nich oddziaływań i podaje przykłady substancji, które je tworzą, – wyjaśnia pojęcie alotropii pierwiastków.	(np. NaOH, HClO, HNO₃) - zapisuje ich wzory elektronowe kropkowe i kreskowe, – opisuje typy kryształów tworzonych przez substancje chemiczne (kryształy jonowe, kowalencyjne, molekularne i metaliczne). – omawia budowę alotropowych odmian węgla.	diamentu, grafitu, grafenu i fullerenów tłumaczy ich właściwości i zastosowania.	
--	--	---	--

IV. REAKCJE CHEMICZNE. REAKCJE UTLENIANIA-REDUKCJI			
ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: – definiuje pojęcia <i>zjawisko fizyczne</i> i <i>reakcja chemiczna</i>, – wymienia przykłady zjawisk fizycznych i reakcji chemicznych znanych z życia codziennego, – definiuje pojęcia: <i>równanie reakcji chemicznej</i>, <i>substraty</i>, <i>produkty</i>, <i>reakcja syntezy</i>, <i>reakcja analizy</i>, <i>reakcja wymiany</i>, – zapisuje równania prostych reakcji chemicznych (reakcji syntezy, analizy i wymiany), – definiuje pojęcie stopień utlenienia pierwiastka chemicznego, – wymienia reguły obliczania stopni utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych i	Uczeń: – wymienia różnicę między zjawiskiem fizycznym a reakcją chemiczną, – oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w cząsteczkach związków nieorganicznych i jonach, – analizuje równania reakcji chemicznych i określa, które z nich są reakcjami redoks, – dobiera metodą bilansu elektronowego (notacja formalna i bilans elektronowo-jonowy) współczynniki stechiometryczne w jonowych równaniach reakcji zawierających do pięciu reagentów; – wyjaśnia pojęcia: reakcja	Uczeń: – wskazuje zjawiska fizyczne i reakcje chemiczne wśród podanych przemian, – określa typ reakcji chemicznej na podstawie jej przebiegu, – przewiduje typowe stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów, – dobiera współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego i jonowo-elektronowego w dowolnych równaniach reakcji redoks (w tym w reakcjach dysproporcjonowania i synproporcjonowania), w których dwa	Uczeń: – dobiera współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego i jonowo-elektronowego w równaniach reakcji redoks (w tym w reakcjach dysproporcjonowania i synproporcjonowania), w których trzy pierwiastki zmieniają stopnie utlenienia, – określa, które związki chemiczne i jony mogą być utleniaczami, a które reduktorami.

jonach, – określa stopnie utlenienia pierwiastków w cząsteczkach prostych związków chemicznych i jonach, – definiuje pojęcia: reakcja utleniania-redukcji (redoks), utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja, – zapisuje proste schematy bilansu elektronowego, – wskazuje w reakcjach redoks utleniacz, reduktor, proces utleniania i proces redukcji, – dobiera metodą bilansu elektronowego (notacja formalna) współczynniki stechiometryczne w cząsteczkowych i jonowych równaniach reakcji zawierających do pięciu reagentów.	dysproporcjonowania i reakcja synproporcjonowania.	pierwiastki zmieniają stopnie utlenienia – określa, które pierwiastki chemiczne mogą być utleniaczami, a które reduktorami, – projektuje doświadczenia chemiczne ilustrujące przebieg procesów redoks.	
--	---	--	--

V. CHEMIA ZWIĄZKÓW NIEORGANICZNYCH			
ocena dopuszczająca (1)	Ocena dostateczna (1+2)	Ocena dobra (1+2+3)	Ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: – kwalifikuje substancję do odpowiedniej grupy związków nieorganicznych na podstawie jej wzoru, – podaje nazwy, wzory oraz określa zachowanie wobec wody, kwasów i zasad tlenków następujących pierwiastków: litowców, berylowców, Zn, C, N, Al, Si, S, P; – zapisuje równania reakcji ilustrujących metody otrzymywania wymienionych wyżej tlenków oraz ich zachowanie wobec wody, kwasów, zasad (z wyłączeniem równań ilustrujących zachowanie tlenków amfoterycznych wobec mocnych zasad); – podaje nazwy, zapisuje wzory wodorków: NH_3, H_2S, HX oraz zapisuje równania reakcji ilustrujących ich otrzymywanie w reakcji syntezy i ich charakter chemiczny	Uczeń: – omawia (na przykładzie tlenków trzeciego okresu) zmianę charakteru chemicznego tlenków w okresie – podaje nazwy i wzory kwasów chlorowych oraz H_2SiO_3, – porównuje moc kwasów na podstawie znajomości typu struktury (np. w parach H_2SO_3 - H_2SO_4) – określa różnicę pomiędzy wodorkiem a jego wodnym roztworem (np. chlorowodor a kwas solny) – omawia różnicę pomiędzy wodorotlenkami i zasadami, – zapisuje równania reakcji świadczące o amfoterycznym charakterze $\text{Al}(\text{OH})_3$ i $\text{Zn}(\text{OH})_2$ z uwzględnieniem związków	Uczeń: – omawia różnice w budowie tlenków i nadtlenków – omawia (na przykładzie wodorków trzeciego okresu) zmianę charakteru chemicznego wodorków w okresie – porównuje moc kwasów na podstawie znajomości typu struktury i elektroujemności atomu centralnego (np. w parach H_2SeO_3 - H_2SO_3), – zapisuje równania reakcji świadczące o amfoterycznym charakterze $\text{Be}(\text{OH})_2$ i $\text{Cr}(\text{OH})_3$ z uwzględnieniem związków kompleksowych; – stawia hipotezy i projektuje doświadczenia chemiczne pozwalające na określenie charakteru chemicznego tlenku lub wodorotlenku	Uczeń: – stawia hipotezy i proponuje metody ich weryfikacji - projektuje odpowiednie doświadczenia chemiczne, – projektuje doświadczenia chemiczne pozwalające porównać moc zasad, kwasów, aktywność metali – projektuje doświadczenia pozwalające badać różne właściwości substancji chemicznych i ich roztworów (np. charakter chemiczny tlenków, wodorotlenków i wodorków, właściwości utleniające odpowiednich kwasów, moc kwasów, lotność wodorków), – analizuje właściwości pierwiastków chemicznych pod względem możliwości

– podaje nazwy i wzory kwasów nieorganicznych HX, H_2S, H_2SO_4, H_2SO_3, HNO_3, HNO_2, H_3PO_4, H_2CO_3 oraz zapisuje równania reakcji ilustrujących metody otrzymywania tych kwasów oraz ich zachowanie w reakcjach z odpowiednimi tlenkami i wodorotlenkami; – dokonuje podziału kwasów ze względu na ich budowę, moc, właściwości utleniające, trwałość i lotność, – podaje nazwy, wzory oraz określa charakter chemiczny wodorotlenków 1 i 2 grupy oraz $Al(OH)_3$, $Zn(OH)_2$ – zapisuje równania reakcji ilustrujących metody otrzymywania oraz charakter chemiczny wodorotlenków grupy 1 i 2; – podaje wzory i nazwy obojętnych soli pochodzących od kwasów i wodorotlenków wymienionych wyżej oraz soli amonowych, – zapisuje równania reakcji otrzymywania dowolnej soli metalu nieszlachetnego czterema sposobami, – zapisuje równania reakcji opisanych schematycznie na chemografie.	- kompleksowych; – definiuje jon centralny, ligandy, liczbę koordynacyjną – omawia budowę jonów kompleksowych glinu i cynku, – zapisuje równania reakcji, ilustrujące zachowanie mocnych kwasów w reakcjach z solami słabych kwasów; – projektuje proste doświadczenia chemiczne pozwalające na określenie charakteru chemicznego tlenku lub wodorotlenku – wymienia kwasy utleniające i nieutleniające, opisuje różnice w ich reaktywności względem metali – projektuje i opisuje doświadczenie, ilustrujące reakcje kwasów nieposiadających właściwości silnie utleniających z metalami nieszlachetnymi – podaje wzory i nazwy wodorosoli pochodzących od kwasów wymienionych wcześniej (kolumna 1) i zapisuje równania reakcji ich otrzymywania – projektuje doświadczenie chemiczne metal bardziej aktywny + sól metalu mniej aktywnego.	– zapisuje równania reakcji Cu, Ag i Hg z kwasami o właściwościach silnie utleniających, – podaje wzory i nazwy wodorosoli i hydroksosoli pochodzących od kwasów i wodorotlenków wymienionych wcześniej i zapisuje równania reakcji ich otrzymywania i ilustrowania ich właściwości, – zapisuje równania reakcji otrzymywania dowolnej soli metalu nieszlachetnego pięcioma sposobami; – zapisuje równania reakcji z udziałem soli amonowych, – projektuje doświadczenia chemiczne pokazujące przebieg procesów zachodzących w trakcie ogrzewania hydratów.	tworzenia tlenków, wodorotlenków o odpowiednich właściwościach i kwasów, – zapisuje równania reakcji biegnących z udziałem nadtlentów, ponadtlenków i wodorotlenków metali aktywnych prowadzących do otrzymania soli.
---	--	--	--

VI. PODSTAWY OBLICZEŃ CHEMICZNYCH, STECHIOMETRIA

ocena dopuszczająca (1)	Ocena dostateczna (1+2)	Ocena dobra (1+2+3)	Ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: – definiuje pojęcia: <i>mol, liczba Avogadra, masa molowa, objętość molowa gazów w warunkach normalnych, wzór elementarny i rzeczywisty, gęstość substancji i mieszaniny</i>, – zna podstawowe prawa chemiczne (<i>zachowania masy, stałości składu, Gay-Lussaca</i>), – podaje przykłady wzorów empirycznych i rzeczywistych i wyjaśnia różnicę między wzorem empirycznym a rzeczywistym, – rozwiązuje zadania rachunkowe wymagające stosowania wymienionych wyżej pojęć i praw, np.: • rozwiązuje zadania dotyczące obliczania składu procentowego, stosunku masowego i molowego na podstawie wzoru elementarnego (empirycznego) i rzeczywistego związku chemicznego, • interpretuje równania reakcji w ujęciu molowym i masowym, • wykonuje obliczenia stechiometryczne na podstawie równań reakcji przy zmieszaniu substratów w stosunku stechiometrycznym z uwzględnieniem liczby moli, mas substratów i produktów oraz objętości reagentów gazowych w warunkach normalnych, • rozwiązuje zadania dotyczące obliczania składu procentowego, stosunku masowego, molowego i objętościowego składników mieszaniny.	Uczeń: – definiuje pojęcie: <i>wydajność reakcji</i>, – rozwiązuje zadania rachunkowe wymagające stosowania wymienionych wyżej pojęć i praw, np.: • ustala wzór elementarny (empiryczny) i rzeczywisty związku chemicznego na podstawie składu procentowego wagowego lub stosunków wagowych oraz masy molowej /cząsteczkowej • interpretuje równania reakcji biegnących z udziałem gazów w ujęciu objętościowym (warunki normalne), • wykonuje obliczenia stechiometryczne na podstawie równań reakcji przy zmieszaniu substratów w stosunku stechiometrycznym i niestechiometrycznym • wykorzystuje w obliczeniach pojęcie wydajności reakcji,	Uczeń: – zapisuje i interpretuje równanie Clapeyrona, – rozwiązuje zadania rachunkowe wymagające stosowania wymienionych wyżej pojęć i praw, np.: • ustala wzór rzeczywisty hydratu na podstawie odpowiednich danych (np. składu procentowego masowego lub stosunków masowych oraz masy molowej /cząsteczkowej), • ustala skład ilościowy mieszaniny związków na podstawie informacji o zawartości procentowej (masowej) pierwiastków w mieszaninie i odwrotnie, • interpretuje równania reakcji biegnących z udziałem gazów w ujęciu objętościowym (dowolne warunki), • wykonuje obliczenia stechiometryczne na podstawie równań reakcji przy zmieszaniu substratów w stosunku stechiometrycznym i niestechiometrycznym, z uwzględnieniem objętości gazów w dowolnych warunkach, • oblicza parametry mieszanin (np. średnią masę molową, średnią gęstość) na podstawie danych dotyczących jej składu. • wykonuje obliczenia na podstawie równań reakcji, w których bierze udział mieszanina o znanym składzie.	Uczeń: – porównuje gęstości różnych gazów na podstawie mas molowych, – rozwiązuje wieloetapowe zadania rachunkowe wymagające stosowania wymienionych wcześniej wyżej pojęć i praw, np.: • oblicza skład mieszaniny poreakcyjnej/ mieszaniny użytej do reakcji na podstawie odpowiednich danych, • interpretuje ilościowo przebieg reakcji chemicznych, w których zastosowano substancje zanieczyszczone, • oblicza skład mieszanin na podstawie informacji o przebiegających w nich reakcjach chemicznych.

VII. ROZPUSZCZALNOŚĆ, STĘŻENIA ROZTWORÓW

ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: - definiuje pojęcia: <i>mieszanina jednorodna i niejednorodna, roztwór właściwy, zawiesina</i>, koloid (zol), żel, <i>rozpuszczalność, krystalizacja</i>, - wymienia i opisuje metody rozdzielania na składniki mieszanin niejednorodnych i jednorodnych, - definiuje/omawia pojęcia: <i>roztwór, rozpuszczanie, rozpuszczalnik, substancja rozpuszczona, rozpuszczalność, roztwór nasycony i nienasycony, stężenie procentowe i stężenie molowe, gęstość roztworu (rozpuszczalnika)</i>; - interpretuje krzywe rozpuszczalności, odczytuje z nich rozpuszczalność substancji w danej temperaturze; - stosuje wymienione wyżej pojęcia w prostych obliczeniach np. - oblicza rozpuszczalność substancji, stężenie procentowe i molowe roztworu na podstawie odpowiednich danych dotyczących składników roztworu, - oblicza rozpuszczalność substancji na podstawie stężenia procentowego roztworu nasyconego i odwrotnie; - oblicza stężenia molowe jonów w roztworach o podanym stężeniu molowym, - opisuje sposób sporządzenia roztworu o zadanym stężeniu procentowym (z wykorzystaniem odpowiedniego szkła i sprzętu laboratoryjnego).	Uczeń: - wymienia różnice we właściwościach roztworów właściwych, koloidów i zawiesin, - dokonuje podziału roztworów, ze względu na rozmiary cząstek substancji rozpuszczonej, na roztwory właściwe, zawiesiny i koloidy, - projektuje doświadczenie chemiczne pozwalające rozdzielić mieszaninę jednorodną i niejednorodną na składniki, - rozwiązuje zadania dotyczące rozcieńczania, zatężania i mieszania roztworów oraz przelicza stężenie procentowe na molowe i odwrotnie; - rozwiązuje zadania rachunkowe oparte na ilościowej interpretacji równań reakcji i wykorzystujące pojęcia wymienione w poprzedniej kolumnie; - wymienia i omawia czynniki wpływające na rozpuszczalność substancji, - opisuje sposób sporządzenia roztworu nasyconego i nienasyconego wybranej substancji w określonej temperaturze, korzystając z wykresu rozpuszczalności tej substancji, (z wykorzystaniem odpowiedniego szkła i sprzętu laboratoryjnego) , - opisuje sposób sporządzenia roztworu o zadanym stężeniu molowym (z wykorzystaniem odpowiedniego szkła i sprzętu laboratoryjnego).	Uczeń: - wymienia sposoby otrzymywania roztworów nasyconych z roztworów nienasyconych i odwrotnie, korzystając z wykresów rozpuszczalności substancji, - dokonuje podziału roztworów ze względu na rozmiary cząstek substancji rozpuszczonej, na roztwory właściwe, zawiesiny i koloidy - wykonuje obliczenia kilkietapowe związane z pojęciami stężenie procentowe, stężenie molowe i rozpuszczalność z uwzględnieniem gęstości roztworu/rozpuszczalnika oraz mieszania roztworów o różnych stężeniach lub ich rozcieńczania, - rozwiązuje zadania rachunkowe związane z rozpuszczalnością w wodzie hydratów, wprowadzaniem hydratów do roztworów i uzyskiwaniem roztworów o określonym stężeniu procentowym i molowym, - projektuje doświadczenia chemiczne pozwalające uzyskać różnymi sposobami (mieszanie, zatężanie, rozcieńczanie, rozpuszczanie substancji) roztwór o zadanym stężeniu procentowym i molowym (z wykorzystaniem odpowiedniego szkła i sprzętu laboratoryjnego).	Uczeń: - rozwiązuje wieloetapowe zadania rachunkowe o podwyższonym stopniu trudności wymagające wykorzystania różnych pojęć chemicznych do rozwiązania problemu; - projektuje doświadczenia chemiczne pozwalające uzyskać różnymi sposobami roztwór o zadanym stężeniu procentowym i molowym (z wykorzystaniem odpowiedniego szkła i sprzętu laboratoryjnego) z wykorzystaniem hydratów, - oblicza stężenia procentowe i molowe roztworów substancji powstałych w wyniku doświadczeń, w trakcie których przebiega reakcja chemiczna.

VIII. ROZTWORY I REAKCJE W ROZTWORACH

ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: – wyjaśnia pojęcia: <i>elektrolity i nieelektrolity, stopień dysocjacji, moc elektrolitu</i> – omawia założenia teorii dysocjacji elektrolitycznej Arrheniusa w odniesieniu do kwasów, zasad i soli, – wskazuje jony odpowiadające za kwasowy i zasadowy odczyn roztworu, – zapisuje równania jednostopniowej dysocjacji jonowej elektrolitów i podaje nazwy powstających jonów, – wymienia przykłady elektrolitów mocnych i słabych, klasyfikuje kwasy i zasady ze względu na ich moc, – odczytuje i wykorzystuje dane zawarte w tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków oraz na wykresach rozpuszczalności, – wyjaśnia, na czym polega reakcja zobojętniania i reakcje strącaniowe, zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych w postaci cząsteczkowej i jonowej (zapis skrócony), – wyjaśnia pojęcie <i>odczyn roztworu</i>, posługuje się pojęciem pH w odniesieniu do odczynu – stosuje wskaźniki pH (oranż metylowy, uniwersalny papierek wskaźnikowy, fenoloftaleina) do określania odczynu roztworu, – definiuje pojęcie hydrolizy soli, – określa odczyn roztworu soli obojętnych (w tym soli amonowych) na podstawie wzoru sumarycznego soli.	Uczeń: – wyjaśnia kryterium podziału substancji na elektrolity i nieelektrolity oraz elektrolity mocne i słabe – wyjaśnia rolę cząsteczek wody jako dipoli w procesie dysocjacji elektrolitycznej, – wyjaśnia założenia teorii Brönsteda–Lowry’ego w odniesieniu do kwasów i zasad oraz wymienia przykłady kwasów i zasad według znanych teorii, – zapisuje równania dysocjacji jonowej elektrolitów (w tym dysocjacji jonowej wodorosoli i hydroksosoli oraz dysocjacji stopniowej kwasów) i podaje nazwy powstających jonów, – zapisuje równania procesów hydrolizy soli obojętnych, określa rodzaj hydrolizy, – analizuje tabelę rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie pod kątem możliwości przeprowadzenia reakcji strącania osadów, – zapisuje równania reakcji roztwarzania ciał stałych (tlenków, wodorotlenków, metali) w kwasach i zasadach w formie jonowej skróconej, – projektuje doświadczenia chemiczne prowadzące do: • ustalenia odczynu wodnego roztworu; • otrzymania substancji nierozpuszczalnej w wodzie; • przeprowadzenia reakcji zobojętniania.	Uczeń: – zapisuje i interpretuje równania reakcji chemicznych w teorii Brönsteda–Lowry’ego – zapisuje równania procesów hydrolizy wodorosoli, – zapisuje równania reakcji biegnących w roztworach wodnych z udziałem metali, tlenków, wodoroków, kwasów, zasad i soli w formie cząsteczkowej i jonowej (zapis skrócony); – na podstawie tabeli (zakres pH zmiany barwy wskaźników) określa ich barwy w zależności od pH roztworu oraz przewiduje wybór wskaźnika w celu rozróżnienia roztworów o różnych wartościach pH. – projektuje doświadczenia chemiczne prowadzące do: • identyfikacji lub rozróżniania wodnych roztworów kwasów, zasad i soli obojętnych z wykorzystaniem: reakcji zobojętniania, strącania osadów, rugowania gazów z roztworu i różnic w odczynach roztworów, • usuwania jonów z roztworu, • porównywania mocy i właściwości utleniających kwasów	Uczeń: – podaje założenia teorii Lewisa w odniesieniu do kwasów i zasad, zapisuje i interpretuje odpowiednie równania reakcji, – omawia na dowolnych przykładach kwasów i zasad różnice w interpretacji dysocjacji elektrolitycznej według teorii Arrheniusa, Brönsteda–Lowry’ego – ustala, czy zajdą reakcje chemiczne pomiędzy jonami, cząsteczkami (atomami) i jonami, zapisuje odpowiednie równania reakcji, – projektuje doświadczenia chemiczne prowadzące do: • identyfikacji lub rozróżniania wodnych roztworów kwasów, zasad i soli (w tym wodorosoli) z wykorzystaniem: reakcji zobojętniania, strącania osadów, rugowania gazów z roztworu i różnic w odczynach roztworów, • porównywania lotności substancji chemicznych.

IX. KINETYKA REAKCJI CHEMICZNYCH I TERMOCHEMIA

ocena dopuszczająca (1)	Ocena dostateczna (1+2)	Ocena dobra (1+2+3)	Ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: – podaje definicję szybkości reakcji jako funkcję zmiany stężenia reagenta w czasie, – podaje jednostkę szybkości reakcji, – oblicza średnią szybkość reakcji chemicznej, – przedstawia wykres zależności szybkości reakcji od czasu, – wymienia czynniki wpływające na szybkość reakcji, – przewiduje wpływ stężenia, temperatury, stopnia rozdrobnienia substratów i obecności katalizatora na szybkość reakcji, – definiuje pojęcia: energia aktywacji, katalizator, rząd reakcji – zapisuje równanie kinetyczne w postaci ogólnej, – wyjaśnia znaczenie poszczególnych oznaczeń w równaniu kinetycznym (szybkość reakcji, stała szybkości reakcji, rzędy reakcji względem poszczególnych reagentów), – określa rząd reakcji chemicznej na podstawie równania kinetycznego, – oblicza zmianę szybkości reakcji chemicznej spowodowanej zmianą stężenia substratów – podaje treść reguły van't Hoffa, – definiuje procesy egzo- i endotermiczne, egzo- i endoenergetyczne, – interpretuje zapis $\Delta H < 0$, $\Delta H > 0$ – definiuje <i>układ</i> oraz <i>otoczenie</i>, podaje rodzaje układów stosowanych do opisu termodynamicznego; – omawia sposoby wymiany energii wewnętrznej z otoczeniem i przyjęte konwencje znaków dla przypadku pozyskania/straty energii;	Uczeń: – przedstawia założenia teorii kompleksu aktywnego i zderzeń efektywnych, – szkicuje i interpretuje wykres zależności energii od drogi reakcji, – przedstawia wykres zależności stężenia reagentów od czasu trwania przemiany, – zapisuje równanie kinetyczne na podstawie danych o wpływie zmian stężenia reagentów na szybkość reakcji – rozwiązuje zadania dotyczące zmiany szybkości reakcji w zależności od zmiany stężenia substratów i objętości reaktora (faza gazowa). – stosuje w obliczeniach regułę Van't Hoffa, – omawia sposób działania katalizatora, – wyjaśnia różnicę między katalizą homogeniczną, katalizą heterogeniczną, – omawia przebieg autokatalizy, – interpretuje zapis $\Delta U < 0$, $\Delta U > 0$ – definiuje przemiany: <i>izobaryczną</i> i <i>izochoryczną</i>, wiąże efekty cieplne tych przemian ze zmianą odpowiednich funkcji termodynamicznych,	Uczeń: – przedstawia wykres zależności szybkości reakcji od początkowego stężenia reagenta dla reakcji różnych rzędów, – wyprowadza jednostkę stałej szybkości reakcji dla reakcji dowolnego rzędu, – wyjaśnia różnicę pomiędzy równaniem kinetycznym a stechiometrycznym, – wykorzystuje podane wyniki doświadczalne do wyznaczania równania kinetycznego, – planuje i przeprowadza doświadczenia, w których bada się wpływ poszczególnych czynników na szybkość reakcji (stężenia, stopnia rozdrobnienia, temperatury, ciśnienia), zapisuje równania zachodzących reakcji oraz wyciąga wnioski, – na podstawie danych oblicza szybkość początkową i szybkość w danym zdefiniowanym momencie reakcji, – podaje przykłady różnych rodzajów katalizy, wyjaśnia różnice między nimi i podaje ich zastosowania.	Uczeń: – wykorzystuje podane wyniki doświadczalne do wyznaczania stałej szybkości reakcji, – rysuje i interpretuje profile szybkości przebiegu reakcji bez i z udziałem katalizatora, – wyjaśnia różnice między katalizatorem a inhibitorem, – projektuje doświadczenia obrazujące rodzaje katalizy, zapisuje równania tych reakcji i wyciąga wnioski.

X. STAN RÓWNOWAGI REAKCJI			
ocena dopuszczająca (1)	Ocena dostateczna (1+2)	Ocena dobra (1+2+3)	Ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: – tłumaczy istotę reakcji odwracalnych i nieodwracalnych, podaje ich przykłady, – określa, kiedy układ znajduje się w stanie równowagi termodynamicznej, – przedstawia wykres zależności szybkości reakcji (oraz stężenia) od czasu dla reakcji osiągającej stan równowagi, – podaje prawo działania mas, – zapisuje wyrażenia na (stężeniową) stałą równowagi dowolnej reakcji chemicznej na podstawie równania stechiometrycznego, – oblicza stałą równowagi reakcji odwracalnych, – podaje regułę przekory i umie wyjaśnić przesuwanie położenia stanu równowagi na podstawie reguły przekory.	Uczeń: – rozwiązuje zadania związane z obliczaniem wartości stałej równowagi oraz początkowych bądź równowagowych stężeń reagentów, – wymienia czynniki, od których zależy położenie stanu równowagi i wartość stałej równowagi oraz omawia wpływ tych czynników, – przedstawia jak zmiana warunków reakcji wpływa na wydajność reakcji (zmiana ciśnienia, temperatury, stężenia).	Uczeń: – oblicza wydajność reakcji oraz rozwiązuje zadania z uwzględnieniem wydajności, – przewiduje warunki przebiegu reakcji chemicznej w celu zwiększenia jej wydajności, – oblicza skład procentowy mieszaniny reagentów będącej w stanie równowagi, – interpretuje dane zawarte w tabelach i na wykresach dotyczące reakcji osiągających stan równowagi.	Uczeń: – rozwiązuje zadania polegające na obliczeniu stężeń (liczby moli) reagentów, w których ustalony stan równowagi zostaje zaburzony przez wprowadzenie dodatkowej porcji substratu lub produktu, – interpretuje dane doświadczalne podane w sposób niestandardowy (wykresy, tabele) w celu określenia, jak zmieni się skład układu równowagowego i wartość stałej równowagi pod wpływem różnych czynników.

XI. STANY RÓWNOWAGI W WODNYCH ROZTWORACH ELEKTROLITÓW			
ocena dopuszczająca (1)	Ocena dostateczna (1+2)	Ocena dobra (1+2+3)	Ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: – wyjaśnia pojęcia; <i>stopień dysocjacji, stała dysocjacji, iloczyn jonowy wody, pH, pOH</i> – zapisuje wyrażenie na stałą dysocjacji dowolnego słabego kwasu jednoprotonowego i amoniaku, – wymienia czynniki, od których zależy stała i stopień dysocjacji, – porównuje moc elektrolitów na podstawie ich stopnia dysocjacji w roztworach o tym samym stężeniu molowym, – rozwiązuje zadania związane z obliczaniem stopnia dysocjacji, stężenia jonów w	Uczeń: – porównuje moc elektrolitów na podstawie ich stałych dysocjacji, – omawia wpływ różnych czynników na stopień i stałą dysocjacji, – wyjaśnia, na czym polega efekt wspólnego jonu, – określa wartości stężenia jonów H^+ i OH^- w roztworze obojętnym oraz kierunek ich zmian w roztworach o odczynie kwasowym i zasadowym, – stosuje prawo rozcieńczeń Ostwalda oraz pojęcia stałej i stopnia dysocjacji,	Uczeń: – przedstawia wyrażenia na kolejne stałe dysocjacji kwasów wieloprotonowych, – wykorzystuje pełną postać prawa rozcieńczeń Ostwalda w celu obliczenia stopnia dysocjacji, pH roztworu, itp – projektuje i opisuje sposób przeprowadzenia doświadczenia, np. badania odczynu roztworów z wykorzystaniem wskaźników i wyciąga wnioski, – porównuje przewodnictwo elektryczne roztworów różnych kwasów o tych	Uczeń: – wyjaśnia zależność między pH a iloczynem jonowym wody, – rozwiązuje zadania obliczeniowe wieloetapowe z wykorzystaniem zależności pomiędzy stałą i stopniem dysocjacji, prawem rozcieńczeń Ostwalda oraz pH i pOH, – rozwiązuje zadania obliczeniowe o podwyższonym stopniu trudności (np. dotyczące równowag ustalających się w roztworach wodnych wodorosoli,

roztworze, stężenia cząsteczek niezdyssocjowanych, - wykorzystuje uproszczoną postać prawa rozcieńczeń Ostwalda w celu obliczenia stałej dysocjacji, stopnia dysocjacji i stężenia elektrolitu, - podaje przybliżoną wartość iloczynu jonowego wody w temperaturze 25°C, - określa odczyn roztworu na podstawie podanej wartości pH i zakres możliwych wartości pH na podstawie znanego odczynu, - na podstawie znajomości pH i iloczynu jonowego wody oblicza stężenie $[H^+]$ i $[OH^-]$ i odwrotnie, - wyjaśnia pojęcie <i>iloczyn rozpuszczalności</i>, - podaje wyrażenie na iloczyn rozpuszczalności dowolnej trudnorozpuszczalnej substancji.	pH, pOH w zadaniach obliczeniowych, - wyznacza pH roztworów z użyciem podstawowych wskaźników kwasowo-zasadowych, - oblicza iloczyn rozpuszczalności substancji typu AB mając daną jej rozpuszczalność i odwrotnie.	samych stężeniach oraz tego samego kwasu o różnych stężeniach, projektuje doświadczenia oraz interpretuje ich wyniki, - oblicza rozpuszczalność substancji trudnorozpuszczalnej i stężenie jonów w roztworze nasyconym na podstawie jej iloczynu rozpuszczalności i odwrotnie, - wykorzystuje pojęcie iloczynu rozpuszczalności do rozstrzygania o możliwości wytrącenia się osadu.	roztworach buforowych, itp.) na podstawie tekstu wprowadzającego, na podstawie tekstu definiującego roztwory buforowe, zapisuje równania reakcji w tych roztworach i omawia działanie buforu.
--	---	---	--

XII. ELEKTROCHEMIA			
ocena dopuszczająca (1)	Ocena dostateczna (1+2)	Ocena dobra (1+2+3)	Ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: - na podstawie położenia metalu w szeregu aktywności: - porównuje aktywność metali - zapisuje (w odpowiedniej formie) równania reakcji metalu z wodą, kwasem (jonami H^+) oraz solą innego metalu (kationami Me^{n+}) lub zaznacza, że taka reakcja nie zachodzi, - definiuje i stosuje pojęcia: <i>elektroda (katoda, anoda), elektrolit (katolit, anolit), półogniwo, ogniwo, klucz elektrolityczny, SEM ogniwa, znak elektrody</i>, - omawia budowę i zasadę działania ogniwa Daniella i ogniwa Volty - zapisuje dla nich równania procesów elektrodowych i równanie procesu sumarycznego, - omawia budowę półogniwa wodorowego,	Uczeń: - omawia zmianę właściwości utleniających kationów metali i redukujących metali w szeregu aktywności - zapisuje (w odpowiedniej formie) równania reakcji metali stojących w szeregu aktywności za wodorem (Cu, Ag, Hg) z tzw. kwasami silnie utleniającymi. - definiuje i stosuje pojęcia: <i>warunki standardowe, potencjał półogniwa</i> - omawia budowę dowolnego ogniwa zbudowanego z półogniw I rodzaju (podaje nazwy i określa znaki elektrod, zapisuje równania procesów elektrodowych, równanie procesu sumarycznego, zapisuje schemat ogniwa	Uczeń: - porównuje właściwości utleniające kationów metali na podstawie położenia tych metali w szeregu aktywności - zapisuje (w odpowiedniej formie) równanie reakcji złota z wodą królewską - definiuje i stosuje pojęcia: <i>półogniwo redox</i> - omawia budowę ogniw zbudowanych z półogniw redox (podaje nazwy i określa znaki elektrod, zapisuje równania procesów elektrodowych, równanie procesu sumarycznego, zapisuje schemat ogniwa w warunkach standardowych) - oblicza SEM ogniwa w warunkach niestandardowych	Uczeń: - projektuje doświadczenia, pozwalające porównać: - aktywność metali - właściwości utleniające kationów metali - omawia budowę ogniw zbudowanych z półogniw gazowych (podaje nazwy i określa znaki elektrod, zapisuje równania procesów elektrodowych, równanie procesu sumarycznego, zapisuje schemat ogniwa) - stosuje potencjały elektrochemiczne do przewidywania kierunku dowolnego procesu redox i pisze jego równanie na podstawie schematów półogniw - porządkuje dowolne

– oblicza SEM ogniwa Daniella i Volty w warunkach standardowych.	w warunkach standardowych) – oblicza SEM ogniwa zbudowanego z półogniw I rodzaju w warunkach standardowych,	– stosuje potencjały elektrochemiczne do przewidywania kierunku dowolnego procesu redox i pisze jego równanie na podstawie równań procesów elektrodowych.	utleniacze/reduktory wg rosnących/malejących właściwości utleniających/redukujących.
--	--	---	--

XIII. BUDOWA ATOMU W UJĘCIU MECHANIKI KWANTOWEJ			
ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: – definiuje i stosuje pojęcia: <i>funkcja falowa, orbital atomowy, powłoka, podpowłoka, stan podstawowy, elektrony sparowane i niesparowane, blok konfiguracyjny, konfiguracja elektronowa atomu, konfiguracja walencyjna</i>, – podaje treść reguły Hunda oraz zakazu Pauliego, stosuje je w zapisie konfiguracji elektronowej atomu, – wymienia liczby kwantowe (n, l, m, s, m_s), podaje ich nazwy i możliwe wartości, – określa możliwe kombinacje liczb kwantowych dla $n = 1, 2, 3$ i zapisuje postać orbitalu dla danego zestawu liczb kwantowych (np. $2p_1$), – podaje zestaw liczb kwantowych n, l, m dla danego orbitalu (np. $2p_1$), – wskazuje bloki s, p, d w układzie okresowym, – posługuje się zapisem podpowłokowym konfiguracji elektronowej atomu (zapis pełny, skrócony i graficzny - tzw. system klatkowy), – zapisuje w formie podpowłokowej konfiguracje elektronowe (w stanie podstawowym) atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 1 do 18.	Uczeń: – definiuje i stosuje pojęcia: <i>spin, stan kwantowy, stan wzbudzony</i> – podaje treść zasady nieoznaczoności Heisenberga i wyjaśnia jej znaczenie – wymienia typy orbitali atomowych (s, p, d) i rysuje kontury orbitali s i p – zapisuje podpowłokowe konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 1 do 36; – na podstawie konfiguracji elektronowej atomu identyfikuje pierwiastek oraz określa jego położenie w układzie okresowym – zapisuje konfigurację walencyjną atomu na podstawie położenia pierwiastka w układzie okresowym (i identyfikuje pierwiastek na podstawie konfiguracji walencyjnej jego atomu), – przewiduje maksymalne i minimalne stopnie utlenienia pierwiastków na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów – wyjaśnia na czym polega tzw. <i>promocja elektronu</i> na odpowiednich przykładach pierwiastków czwartego okresu.	Uczeń: – wyjaśnia, na czym polega <i>dualizm korpuskularno-falowy materii</i> – podaje treść relacji de Broglie’a i wyjaśnia jej znaczenie, – zapisuje podpowłokowe konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 1 do 54 oraz typowych jonów prostych – przewiduje stopnie utlenienia pierwiastków na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów, – określa możliwe kombinacje liczb kwantowych dla dowolnej wartości głównej liczby kwantowej – określa możliwe wartości dwóch liczb kwantowych (spośród n, l i m) przy zadanej wartości trzeciej liczby kwantowej	Uczeń: – rozwiązuje zadania obliczeniowe oparte na zasadzie nieoznaczoności Heisenberga i relacji de Broglie’a, – omawia wpływ liczb kwantowych na wartości wielkości fizycznych (energia, moment pędu, spin)

XIV. BUDOWA CZĄSTECZEK I JONÓW W UJĘCIU MECHANIKI KWANTOWEJ

ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: - definiuje i stosuje pojęcia: <i>orbital molekularny (cząsteczkowy) (typu σ i π)</i> <i>wiązanie σ, wiązanie π, hybrydyzacja orbitali atomowych (typu sp, sp^2, sp^3)</i> - przedstawia graficznie sposób nakładania orbitali atomowych s i/lub p prowadzących do otrzymania orbitali cząsteczkowych typu σ i π - omawia budowę cząsteczek homojądrowych (H_2, F_2, O_2, N_2) w teorii MO, - określa liczbę wiązań σ i π w cząsteczkach o zadanym wzorze elektronowym, - określa kształty cząsteczek i jonów typu AB, AB_2, AB_3, AB_4 (przy hybrydyzacji orbitali walencyjnych atomów centralnych sp, sp^2 lub sp^3)	Uczeń: - definiuje i stosuje pojęcia: <i>orbital molekularny wiążący i antywiązący</i> - przedstawia graficznie rozmieszczenie przestrzenne i kształty hybryd sp, sp^2, sp^3, - wyjaśnia przyczynę stosowania hybrydyzacji danego typu, - omawia budowę cząsteczek heterojądrowych (LiH, HF) w teorii MO, rysuje sposób nakładania orbitali atomowych,	Uczeń: - przedstawia graficznie typy orbitali cząsteczkowych powstałych w wyniku odpowiedniego nakładania orbitali atomowych typu s i p - omawia budowę cząsteczek heterojądrowych (CH_4, NH_3, H_2O, BF_3, $BeCl_2$) w teorii MO, rysuje sposób nakładania orbitali atomowych, - wyjaśnia wpływ wolnych par elektronowych atomu centralnego na geometrię cząsteczki i jonu - interpretuje diagramy energetyczne cząsteczek, rozmieszcza na nich elektrony, oblicza na ich podstawie rzędy wiązań - wyjaśnia czym różnią się wiązania zlokalizowane od zdelokalizowanych	Uczeń: - stosuje teorię VSEPR do przewidywania typu hybrydyzacji i kształtu cząsteczek i jonów (dla hybrydyzacji sp, sp^2 lub sp^3), - konstruuje diagramy energetyczne dla cząsteczek homojądrowych, - omawia budowę cząsteczek węglowodorów (C_2H_6, C_2H_4, C_2H_2) w teorii MO, rysuje sposób nakładania orbitali atomowych, określa geometrię cząsteczek (liniowa, płaska, przestrzenna) - omawia budowę cząsteczki benzenu, rysuje sposób nakładania orbitali atomowych, pokazuje sposób tworzenia orbitali (i wiązań) zdelokalizowanych, określa geometrię cząsteczki

XV. PROMIENIOTWÓRCZOŚĆ

ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: - definiuje pojęcia: <i>pierwiastek promieniotwórczy, naturalna przemiana jądrowa</i>, - omawia budowę cząstek α i β^-, - omawia właściwości promieniowania α, β, γ, - omawia przebieg przemian α i $\beta^-(b)$, sposób zmiany liczby atomowej i masowej jąder podczas tych przemian, zapisuje ich równania,	Uczeń: - definiuje pojęcia: <i>sztuczna przemiana jądrowa, rozszczepienie jąder</i> - zapisuje równania prostych reakcji jądrowych. - podaje przykłady wykorzystania przemian jądrowych i ocenia związane z tym zagrożenia,	Uczeń: korzysta z informacji przedstawionych graficznie w szeregach promieniotwórczych,	określa różnicę pomiędzy procesami zachodzącymi w czasie fuzji jądrowej i rozszczepienia jąder; zapisuje równania odpowiednich przemian jądrowych

– klasyfikuje naturalne przemiany jądrowe do przemian α i β^- (β) na podstawie ich równań, – omawia zastosowania pierwiastków promieniotwórczych (np. datowanie szczątków biologicznych węglem C-14)			
---	--	--	--

XVI. METALE GRUP GŁÓWNYCH			
ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
UWAGA: Uczeń spełnia wymagania dotyczące metali grup głównych i opisane wcześniej – w szczególności dotyczące takich zagadnień jak: <i>Systematyka związków nieorganicznych, Reakcje w roztworach wodnych, Budowa atomu i cząsteczki, Układ okresowy pierwiastków.</i>			
Uczeń: – charakteryzuje właściwości fizyczne litowców, berylówców i glinu (barwa, stan skupienia, gęstość), – opisuje zmianę wielkości charakteryzujących atomy i właściwości fizycznych litowców i berylówców wraz ze wzrostem liczby atomowej Z, – opisuje zastosowanie związków wapnia w budownictwie tradycyjnym i ilustruje je odpowiednimi równaniami reakcji, – posługuje się nazwami <i>wapno palone, wapno gaszone, zaprawa wapienna, woda wapienna.</i> – opisuje przebieg doświadczenia wykorzystującego wodę wapienną do wykrywania dwutlenku węgla, – wymienia jony odpowiedzialne za twardość wody, – opisuje rodzaje skał wapiennych (wapień, marmur, kreda), ich właściwości i zastosowania; projektuje doświadczenie, którego celem będzie odróżnienie skał wapiennych od innych skał i minerałów; pisze odpowiednie równania reakcji;	Uczeń: – wyjaśnia, na czym polega pasywacja glinu i wymienia zastosowania tego procesu, – opisuje sposoby usuwania twardości trwałej i przemijającej wody; ilustruje je odpowiednimi równaniami reakcji, – opisuje równaniami reakcji zjawiska krasowe, – posługuje się pojęciami: <i>gips, gips palony, zaprawa gipsowa</i> oraz ilustruje procesy zachodzące podczas prażenia gipsu i wiązania zaprawy gipsowej równaniami reakcji. – ilustruje przebieg doświadczenia wykorzystującego wodę wapienną do wykrywania dwutlenku węgla równaniami reakcji. – opisuje różnice we właściwościach hydratów i substancji bezwodnych; przewiduje zachowanie się hydratów podczas ogrzewania.	Uczeń: – omawia przyczyny zmiany właściwości metali bloku s w grupie i okresie, – projektuje doświadczenie ilustrujące przebieg pasywacji glinu w stężonym roztworze kwasu azotowego(V), – projektuje doświadczenie ilustrujące przebieg reakcji chloru z sodem, opisuje obserwacje mu towarzyszące i zapisuje równanie zachodzącej w jego trakcie reakcji, – omawia warunki przebiegu reakcji glinu z H_2O. – wymienia barwy, na jaki barwią płomień związki sodu, potasu i wapnia. – projektuje doświadczenie ilustrujące zachowanie hydratów podczas ogrzewania	Uczeń: – projektuje doświadczenie ilustrujące przebieg reakcji glinu z wodorotlenkiem sodu, – opisuje obserwacje mu towarzyszące i zapisuje równanie zachodzącej w jego trakcie reakcji, – projektuje doświadczenie pozwalające zidentyfikować związki litu, sodu, potasu, wapnia i baru na podstawie analizy płomieniowej .

XVII. METALE BLOKU D

UWAGA: Uczeń spełnia wymagania dotyczące metali bloku d i opisane wcześniej – w szczególności dotyczące takich zagadnień jak: *Systematyka związków nieorganicznych, Reakcje w roztworach wodnych, Elektrochemia, Budowa atomu i cząsteczki, Układ okresowy pierwiastków.*

ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
– podaje wzory, nazwy, określa zachowanie wobec wody i charakter chemiczny tlenków: ZnO, MnO, Mn₂O₇, CrO, Cr₂O₃, CrO₃, a charakter kwasowy i zasadowy ilustruje równaniami reakcji. – podaje wzory, nazwy, określa charakter chemiczny i wodorotlenków: Zn(OH)₂, Cr(OH)₂, Cr(OH)₃, Mn(OH)₂, Cu(OH)₂, – zapisuje równania reakcji otrzymywania wymienionych wodorotlenków oraz Fe(OH)₂ i Fe(OH)₃, metodą strącaniową, – zapisuje równania reakcji wymienionych wodorotlenków oraz wodorotlenków żelaza z kwasami; – zapisuje równania reakcji wodorotlenków Zn(OH)₂ i Cr(OH)₃ z mocnymi zasadami, – omawia właściwości utleniające KMnO₄ i K₂Cr₂O₇ w środowisku kwasowym, zapisuje schematy reakcji ilustrujących te właściwości; – określa moc kwasów manganu i chromu, – określa odczyn wodnych roztworów soli wymienionych pierwiastków bloku d, ilustruje go równaniami reakcji – podaje barwy roztworów wynikające z obecności jonów: Mn²⁺, MnO₄⁻, Cr³⁺, Cr₂O₇²⁻, CrO₄²⁻, Fe²⁺, Fe³⁺, Cu²⁺ oraz barwę Cr₂O₃, Cr(OH)₃, Mn(OH)₂, MnO₂, Cu(OH)₂, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃; CuO, Cu₂O. – ilustruje równaniami reakcji zachowanie Cu i Ag w roztworach HNO₃ o różnym stężeniu.	– zna wzory, nazwy, określa charakter chemiczny tlenków: ZnO, MnO, MnO₂, Mn₂O₇, CrO, Cr₂O₃, CrO₃, a charakter chemiczny ilustruje odpowiednimi równaniami reakcji – zna wzory, nazwy, określa charakter chemiczny wodorotlenków: Zn(OH)₂, Cr(OH)₂, Cr(OH)₃, Mn(OH)₂, Cu(OH)₂, Fe(OH)₂, Fe(OH)₃; a charakter chemiczny ilustruje odpowiednimi równaniami reakcji – projektuje doświadczenia ilustrujące właściwości utleniające KMnO₄ i K₂Cr₂O₇ w środowisku kwasowym, zapisuje równania reakcji ilustrujące te właściwości – podaje barwę roztworów wynikającą z obecności jonów MnO₄²⁻, – omawia zachowanie żelaza i miedzi wobec HCl i Cl₂, ilustruje je zapisem odpowiednich równań reakcji	– projektuje doświadczenia ilustrujące właściwości utleniające KMnO₄ w środowisku zasadowym i obojętnym - opisuje towarzyszące im obserwacje i zapisuje równania zachodzących w ich trakcie reakcji, – projektuje doświadczenia ilustrujące przebieg reakcji utleniania jonów Fe²⁺ do jonów Fe³⁺ (np. nadtlaniem wodoru w środowisku kwasowym) - opisuje obserwacje mu towarzyszące i zapisuje równanie zachodzącej w jego trakcie reakcji, – omawia zachowanie chromu wobec HCl i Cl₂, ilustruje je zapisem odpowiednich równań reakcji – ilustruje równaniami reakcji zachowanie cynku w roztworach kwasu azotowego(V) o różnym stężeniu. – omawia zachowanie Mn(OH)₂ i Fe(OH)₂ na powietrzu; – omawia zachowanie jonów Cr₂O₇²⁻ i CrO₄²⁻ w środowisku kwasowym i zasadowym i ilustruje je odpowiednimi równaniami reakcji	– projektuje doświadczenie ilustrujące przebieg reakcji przekształcania jonów Cr₂O₇²⁻ w jony CrO₄²⁻ i odwrotnie, opisuje towarzyszące mu obserwacje, – projektuje doświadczenie ilustrujące przebieg reakcji utleniania Mn(OH)₂ i Fe(OH)₂ na powietrzu oraz utleniania Fe(OH)₂ nadtlaniem wodoru opisuje towarzyszące im obserwacje i zapisuje równania zachodzących w ich trakcie reakcji,

XVIII. NIEMETALE

UWAGA: Uczeń spełnia wymagania dotyczące niemetalu i opisane wcześniej – w szczególności dotyczące takich zagadnień jak: *Systematyka związków nieorganicznych, Reakcje w roztworach wodnych, Elektrochemia, Budowa atomu i cząsteczki, Układ okresowy pierwiastków.*

ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: – opisuje podobieństwa we właściwościach niemetalu w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach, – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne oraz zastosowania wodoru, – wymienia sposoby otrzymywania wodoru w laboratorium (reakcje aktywnych metali z wodą lub niektórych metali z niektórymi kwasami), zapisuje odpowiednie równania reakcji w formie cząsteczkowej, – pisze równania reakcji wodoru z niemetalami (Cl_2, Br_2, O_2, N_2, S), litowcami i berylowcami, – wymienia właściwości i zastosowanie różnych odmian alotropowych węgla, – omawia właściwości fizyczne i chemiczne nieorganicznych związków węgla (CO, CO_2, H_2CO_3, węglany) oraz zapisuje równania reakcji ilustrujących ich otrzymywanie, – opisuje właściwości fizyczne i chemiczne tlenku krzemu(IV) – wyjaśnia, czym jest powietrze, i wymienia jego najważniejsze składniki, – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne oraz zastosowania azotu, – omawia budowę i właściwości fizyczne NH_3, zapisuje równania reakcji ilustrujące charakter chemiczny tego związku, – podaje wzory i nazwy tlenków azotu, kwasów azotowych (HNO_2 i HNO_3), – omawia właściwości fizyczne i chemiczne	Uczeń: – w oparciu o budowę atomów wyjaśnia podobieństwa we właściwościach niemetalu w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach, – opisuje przebieg doświadczeń, w wyniku których można otrzymać wodór (reakcje aktywnych metali z wodą lub niektórych metali z niektórymi kwasami), zapisuje odpowiednie równania reakcji w formie cząsteczkowej i jonowej, – omawia budowę i wyjaśnia przyczynę różnych właściwości poszczególnych odmian alotropowych węgla, – zapisuje równania reakcji ilustrujące właściwości chemiczne nieorganicznych związków węgla (CO, CO_2, H_2CO_3, węglanów) – opisuje przebieg doświadczeń, w wyniku których można wykryć CO_2, jony CO_3^{2-} w roztworze, stały węglan w mieszaninie związków, zapisuje odpowiednie równania reakcji w formie cząsteczkowej, – zapisuje równanie reakcji otrzymywania amoniaku z soli amonowej, – omawia właściwości fizyczne i chemiczne tlenków azotu, – omawia właściwości fizyczne, chemiczne i zastosowanie kwasów HNO_2 i HNO_3, – podaje wzory i nazwy wodorosoli kwasu fosforowego(V) – opisuje proste doświadczenia	Uczeń: – omawia, jak właściwości związków chemicznych pierwiastków bloku <i>p</i> zmieniają się w ramach bloku, – projektuje i opisuje różne doświadczenia, w wyniku których można otrzymać wodór, zapisuje równania reakcji, – projektuje doświadczenia, w wyniku których można wykryć CO_2, jony CO_3^{2-} i HCO_3^- w roztworze, stały węglan lub wodorowęglan w mieszaninie związków, zapisuje odpowiednie równania reakcji w formie jonowej, – zapisuje równania reakcji otrzymywania wodorowęglanów z węglanów i węglanów z wodorowęglanów, – zapisuje równania reakcji Cu, Ag i Hg z kwasem azotowym(V) w roztworach o różnym stężeniu, opisuje efekty towarzyszące tym procesom, – projektuje i opisuje doświadczenia, których celem jest zbadanie właściwości soli amonowych, zapisuje równania reakcji, – zapisuje równania reakcji z udziałem wodorosoli kwasu fosforowego(V), – analizuje właściwości sztucznych nawozów fosforowych ze szczególnym uwzględnieniem roli w życiu codziennym i znaczenia dla środowiska, – projektuje doświadczenia pozwalające otrzymać tlen w laboratorium: (np.	Uczeń: – wyjaśnia dlaczego właściwości związków chemicznych pierwiastków bloku <i>p</i> zmieniają się w ramach bloku, – samodzielnie projektuje doświadczenia pozwalające badać różne właściwości związków niemetalu i ich roztworów (np. charakter chemiczny tlenków, wodoroków, właściwości kwasów, moc kwasów, właściwości utleniające odpowiednich kwasów, itp), – projektuje cykl procesów ilustrujących właściwości azotu i jego związków oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji, – projektuje doświadczenia mające na celu porównanie aktywności chemicznej fluorowców, – projektuje doświadczenie którego celem jest otrzymanie chlorowodoru z soli kuchennej, – projektuje doświadczenie, którego celem jest odróżnienie roztworów wodnych zawierających jony Cl^-, Br^-, I^-.

najważniejszych związków fosforu (P_4O_{10}, H_3PO_4, fosforany(V)) oraz zapisuje równania reakcji ilustrujących ich otrzymywanie, – zapisuje równania reakcji spalania litowców, berylowców, Zn, C, N, Al, Si, S, P w tlenie, – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne siarki – zapisuje równania reakcji siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu) – omawia budowę i właściwości fizyczne H_2S, zapisuje równania reakcji ilustrujące charakter chemiczny tego związku, – zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków siarki (SO_2, SO_3) i kwasów siarkowych (H_2SO_3 i H_2SO_4), – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne tlenków siarki, zapisuje równania reakcji ilustrujących ich zachowanie wobec wody, kwasów, zasad, – wymienia właściwości fizyczne oraz zastosowania fluorowców, – porównuje aktywność chemiczną fluorowców, – zapisuje równania reakcji chloru i bromu z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu), – omawia właściwości fizyczne i zastosowanie wodorków fluorowców HX.	pozwalające otrzymać tlen w laboratorium: (np. reakcja rozkładu H_2O_2), zapisuje równanie reakcji, – charakteryzuje odmiany alotropowe siarki, – omawia właściwości fizyczne, chemiczne i zastosowanie tlenowych kwasów siarki, – zapisuje równania reakcji siarczków i siarczanów(IV) z mocnymi kwasami, – w oparciu o budowę atomu i położenie danego pierwiastka w układzie okresowym analizuje i wyjaśnia różnice w aktywności chemicznej fluorowców, – opisuje zachowanie fluorowców wobec wody i rozpuszczalników niepolarnych, – zapisuje równania reakcji Cl_2, Br_2, J_2 z solami kwasów beztlenowych fluorowców, – szereguje beztlenowe kwasy fluorowców (HX) według rosnącej mocy,	reakcja rozkładu $KMnO_4$), zapisuje równanie reakcji, – zapisuje równania reakcji Cu, Ag i Hg z kwasem siarkowym (VI) w jego stężonym roztworze, opisuje efekty towarzyszące tym procesom, – opisuje doświadczenia ilustrujące zachowanie soli: siarczków i siarczanów(IV) w reakcjach z mocnymi kwasami, – analizuje i wyjaśnia zachowanie fluorowców wobec wody i rozpuszczalników niepolarnych, – zapisuje równanie reakcji ilustrujące otrzymywanie chloru w warunkach laboratoryjnych (np. reakcja MnO_2 z HCl_{aq} w stężonym roztworze), – opisuje doświadczenie, którego przebieg wykaże, że np. brom jest pierwiastkiem bardziej aktywnym niż jod, a mniej aktywnym niż chlor; pisze odpowiednie równania reakcji, – wyjaśnia, jak zmienia się moc kwasów beztlenowych fluorowców i omawia czynniki, które mają na to wpływ,	
---	---	---	--

XIX. WIADOMOŚCI OGÓLNE Z CHEMII ORGANICZNEJ			
ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
BUDOWA ZWIĄZKÓW ORGANICZNYCH. WZORY CHEMICZNE. IZOMERIA.			
Uczeń: – definiuje i stosuje pojęcia: <i>homolog, szereg homologiczny, izomer, izomeria (konstytucyjna i stereoizomeria), rzędowość atomów węgla, polimer, atomy węgla α, grupa funkcyjna, grupa alkilowa</i> – rysuje wzory półstrukturalne i strukturalne związków organicznych, – rysuje wzory półstrukturalne i strukturalne izomerów konstytucyjnych o zadanym wzorze sumarycznym; – wyjaśnia, jakimi elementami budowy różnią się izomery optyczne, – interpretuje wzór Fischera związku z jednym centrum chiralności, – określa rzędowość atomów węgla w podanym wzorze półstrukturalnym związku – określa, czy związki o podanych wzorach są względem siebie <i>izomerami</i> lub czy mogą być <i>homologami</i>;	Uczeń: – definiuje i stosuje pojęcia: <i>izomery geometryczne typu cis-trans, chiralność, enancjomery, centrum chiralności, mer, monomer, grupa winylowa</i> – określa rodzaj izomerii konstytucyjnej dla danej pary izomerów, – rysuje wzory izomerów konstytucyjnych zadanego rodzaju, – rysuje wzory izomerów zadanego związku będących względem siebie izomerami geometrycznymi typu cis-trans, – rysuje wzór enancjomeru stereoizomeru o podanym wzorze Fischera, – wyjaśnia, czym różnią się enancjomery – określa typ hybrydyzacji atomów węgla w podanym wzorze półstrukturalnym związku organicznego	Uczeń: – definiuje i stosuje pojęcia: <i>diastereoizomery, atomy węgla β, γ.</i> – określa rodzaj stereoizomerii dla danej pary stereoizomerów; – ustala, czy dany związek występuje w postaci stereoizomerów (izomerów geometrycznych i optycznych), – rysuje wzory Fischera enancjomerów posiadających jedno centrum chiralności, – rysuje wzory izomerów konstytucyjnych spełniających określone warunki (np. posiadających określoną liczbę atomów węgla o zadanej rzędowości, typie hybrydyzacji, stopniu utlenienia), – analizuje budowę związków organicznych i na jej podstawie wyciąga wnioski odnośnie rodzaju występujących w danej substancji oddziaływań międzycząsteczkowych i ich wpływie na właściwości fizyczne substancji,	Uczeń: – definiuje i stosuje pojęcia: <i>racemat</i>, – rysuje wzory Fischera enancjomerów i diastereoizomerów o liczbie centrów chiralności większej od 1;
REAKCJE W CHEMII ORGANICZNEJ			
Uczeń: – definiuje i stosuje pojęcia: <i>eliminacja, addycja, substytucja, polimeryzacja, polimer, polikondensacja</i> – klasyfikuje reakcje chemiczne biegnące zgodnie z podanym równaniem do odpowiedniego typu (substytucja, eliminacja, addycja, polimeryzacja) – zapisuje równania i schematy przemian organicznych z wykorzystaniem wzorów strukturalnych, półstrukturalnych i sumarycznych związków i jonów	Uczeń: – zapisuje przykłady równań reakcji określonego typu (<i>substytucja, eliminacja, addycja, polimeryzacja</i>),	Uczeń: – definiuje i stosuje pojęcia: <i>czynnik elektrofilowy, rodnik</i> – zapisuje przykłady równań reakcji określonego typu (substytucja wolnorodnikowa, elektrofilowa, addycja elektrofilowa)	Uczeń: – definiuje i stosuje pojęcia: <i>czynnik nukleofilowy</i>

organicznych			
– określa stopnie utlenienia atomów w podanym wzorze półstrukturalnym związku lub jonu organicznego – zapisuje równania bilansu elektronowego (notacja formalna) dla reakcji biegnących z udziałem związków organicznych i na ich podstawie dobiera współczynniki w równaniu reakcji	– zapisuje proste równania bilansu elektronowo-jonowego dla reakcji biegnących z udziałem związków organicznych i na ich podstawie dobiera współczynniki w równaniu reakcji	– zapisuje równania bilansu elektronowo-jonowego dla reakcji biegnących z udziałem związków organicznych i na ich podstawie dobiera współczynniki w równaniu reakcji	– zapisuje równania bilansu elektronowo-jonowego dla reakcji biegnących z udziałem związków organicznych o podwyższonym stopniu trudności i na ich podstawie dobiera współczynniki w równaniu reakcji
– korzysta z informacji dotyczących przebiegu reakcji chemicznych przedstawionych w formie schematu (chemografu), wykresu, tabeli	– korzysta z informacji dotyczących właściwości fizycznych związków organicznych przedstawionych w formie wykresu, tabeli	– korzysta z dodatkowych informacji dotyczących zawartych w PP związków organicznych (ich właściwości fizycznych, chemicznych, i metod otrzymywania) i podanych w formie tabeli, wykresu, tekstu źródłowego;	– korzysta z informacji dotyczących dowolnych związków organicznych (ich właściwości fizycznych, chemicznych, i metod otrzymywania) i podanych w formie tabeli, wykresu, tekstu źródłowego;
– zapisuje równania reakcji prowadzące od substratu do zadanego produktu organicznego	– projektuje dwuetapowe ciągi przemian organicznych prowadzących do otrzymania ze związku wyjściowego określonego związku organicznego,	– projektuje trójetapowe ciągi przemian organicznych prowadzące do otrzymania ze związku wyjściowego określonego związku organicznego,	– projektuje wieloetapowe ciągi przemian organicznych prowadzące do otrzymania ze związku wyjściowego określonego związku organicznego,

ZADANIA OBLICZENIOWE W CHEMII ORGANICZNEJ

Uczeń: – rozwiązuje proste zadania obliczeniowe dotyczące ustalania wzorów związków organicznych lub biegnących z ich udziałem procesów chemicznych.	Uczeń: – rozwiązuje zadania obliczeniowe dotyczące ustalania wzorów związków organicznych lub biegnących z ich udziałem procesów chemicznych.	Uczeń: – rozwiązuje zadania obliczeniowo-problemowe dotyczące ustalania wzorów związków organicznych lub biegnących z ich udziałem procesów chemicznych.	Uczeń: – rozwiązuje zadania obliczeniowo-problemowe wymagające kilkietapowych obliczeń dotyczące związków organicznych.
---	--	---	--

XX. WĘGLOWODORY I ICH FLUOROWCOPOCHODNE

ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
Uczeń: – klasyfikuje węglowodór do określonej grupy (nasycony (alkan), nienasycony (alken, alkin), aromatyczny) na podstawie budowy (wzoru półstrukturalnego) lub opisu jego właściwości	Uczeń: – przewiduje, do jakiej grupy węglowodorów (alkanów, alkenów, alkinów, arenów) może należeć węglowodór o danym wzorze sumarycznym i jakie mogą być jego właściwości chemiczne.	Uczeń: – przewiduje, do jakiej grupy węglowodorów (z uwzględnieniem alkadienów i węglowodorów alicyklicznych) może należeć węglowodór o danym wzorze sumarycznym i jakie mogą być jego	Uczeń: – przewiduje, do jakiej grupy węglowodorów może należeć węglowodór o zadanym wzorze sumarycznym i jakie mogą być jego właściwości fizyczne.

		właściwości chemiczne.	
– zapisuje wzory ogólne alkanów, alkenów i alkinów.	– konstruuje wzory ogólne fluorowcopochodnych węglowodorów	– konstruuje wzór ogólny homologów benzenu.	– konstruuje wzory ogólne dowolnych związków tworzących szereg homologiczny.
– podaje wzór (pół)strukturalny na podstawie nazwy systematycznej / podaje nazwę systematyczną na podstawie wzoru półstrukturalnego dowolnego węglowodoru alifatycznego zawierającego do pięciu atomów węgla w cząsteczce. – zapisuje wzory sumaryczne, pół(strukturalne) i nazwy systematyczne fluorowcopochodnych węglowodorów łańcuchowych posiadających do pięciu atomów węgla w cząsteczce.	– podaje wzór (pół)strukturalny na podstawie nazwy systematycznej / podaje nazwę systematyczną na podstawie wzoru półstrukturalnego dowolnego węglowodoru alifatycznego zawierającego do ośmiu atomów węgla w cząsteczce. – zapisuje wzory sumaryczne, pół(strukturalne) i nazwy systematyczne fluorowcopochodnych węglowodorów łańcuchowych posiadających do ośmiu atomów węgla w cząsteczce.	– podaje wzór (pół)strukturalny na podstawie nazwy systematycznej / podaje nazwę systematyczną na podstawie wzoru półstrukturalnego dowolnego węglowodoru alifatycznego zawierającego do dziesięciu atomów węgla w cząsteczce. – podaje wzory półstrukturalne (uproszczone) i nazwy systematyczne węglowodorów alicyklicznych posiadający 5 i 6 atomów w pierścieniu (cyklopentanu, cyklopentenu, cykloheksanu i cykloheksenu) i ich fluorowcopochodnych	– podaje wzór (pół)strukturalny na podstawie nazwy systematycznej / podaje nazwę systematyczną na podstawie wzoru półstrukturalnego dowolnego węglowodoru alifatycznego. – podaje wzory i nazwy systematyczne węglowodorów alicyklicznych (w tym tych z łańcuchami bocznymi) i ich fluorowcopochodnych.
– zapisuje wzory sumaryczne i półstrukturalne (uproszczone)/podaje nazwy: benzenu, chlorobenzenu, bromobenzenu, nitrobenzenu.	– zapisuje wzory sumaryczne i półstrukturalne (uproszczone)/podaje nazwy toluenu i homologów benzenu posiadających 8 atomów węgla w cząsteczce;	– zapisuje wzory sumaryczne i półstrukturalne (uproszczone)/podaje nazwy produktów reakcji substytucji toluenu.	– zapisuje wzory sumaryczne, pół(strukturalne) i nazwy pochodnych benzenu posiadających 2 lub więcej podstawników w pierścieniu
– omawia właściwości fizyczne metanu, etanu, etenu, etynu, węglowodorów wchodzących w skład benzyny, parafiny oraz benzenu.	– omawia zmianę właściwości fizycznych alkanów, alkenów i alkinów o łańcuchach prostych wraz ze wzrostem liczby atomów węgla w cząsteczce.	– porównuje właściwości fizyczne izomerycznych węglowodorów o prostych i rozgałęzionych łańcuchach węglowych	– przewiduje właściwości fizyczne węglowodorów na podstawie ich budowy (wzorów (pół)strukturalnych)
– omawia budowę cząsteczek metanu, etanu, etenu, etynu, benzenu w teorii Lewisa-Kossela, określa kształty wymienionych cząsteczek – określa liczbę wiązań σ i π w cząsteczce metanu, etanu, etenu i etynu	– omawia budowę cząsteczek metanu, etenu, etynu w teorii MO. – określa liczbę wiązań σ i π w cząsteczkach węglowodorów nasyconych i nienasyconych o zadanym wzorze półstrukturalnym.	– omawia budowę cząsteczek etanu i benzenu w teorii MO.	– analizuje budowę cząsteczek węglowodorów i ich fluorowcopochodnych pod względem geometrii poszczególnych fragmentów układu
– rysuje wzory izomerów węglowodorów i ich chlorowcopochodnych o zadanym wzorze sumarycznym (izomery łańcuchowe, położenia wiązania wielokrotnego,	– rysuje wzory izomerów węglowodorów i ich chlorowcopochodnych o zadanym wzorze sumarycznym lub (pół)strukturalnym (wzory ilustrujące izomerię położenia podstawnika	– rysuje wzory izomerów węglowodoru i ich chlorowcopochodnych o zadanym wzorze sumarycznym spełniających dodatkowe warunki (np. liczba atomów węgla o	– rysuje wzory Fischera stereoizomerów węglowodoru i ich chlorowcopochodnych o zadanym wzorze sumarycznym (diastereoizomery)

położenia podstawnika (w łańcuchu).	w pierścieniu aromatycznym, izomerię łańcuchowo-pierścieniową, izomerię geometryczną typu cis-trans i wzory Fischera enancjomerów)	określonym stopniu utlenienia, rzędowości lub hybrydyzacji). – przewiduje, czy dany węglowodór lub jego fluorowcopochodna występuje w postaci izomerów geometrycznych i optycznych.	
– omawia i ilustruje odpowiednimi równaniami reakcji (z uwzględnieniem warunków prowadzenia przemian) właściwości węglowodorów alifatycznych (nasyconych i nienasyconych) liczących do trzech atomów węgla w cząsteczce (spalanie, substytucja, addycja).	– omawia i ilustruje odpowiednimi równaniami reakcji (z uwzględnieniem warunków prowadzenia przemian) właściwości węglowodorów alifatycznych liczących do pięciu atomów węgla w cząsteczce (spalanie, substytucja, addycja). – stosuje regułę Markownikowa do przewidywania produktu głównego reakcji niesymetrycznego alkenu z HX	– omawia i ilustruje odpowiednimi równaniami reakcji (z uwzględnieniem warunków prowadzenia przemian) właściwości węglowodorów alifatycznych (spalanie, substytucja, addycja). – określa liczbę monochlorowcopochodnych powstających w wyniku chlorowania alkanu o zadanym wzorze półstrukturalnym i rysuje ich wzory półstrukturalne – wskazuje/rysuje wzory najłatwiej powstających produktów reakcji chlorowania i bromowania alkanów – ilustruje właściwości cyklopentanu, cyklopentenu, cykloheksanu i cykloheksenu odpowiednimi równaniami reakcji (substytucji lub addycji)	– omawia i ilustruje odpowiednimi równaniami reakcji (z uwzględnieniem warunków prowadzenia przemian) właściwości węglowodorów alicyklicznych (spalanie, substytucja, addycja). – zapisuje mechanizm substytucji radicalowej w metanie – zapisuje mechanizm addycji elektrofilowej w alkenach (addycja HX i H ₂ O). – zapisuje mechanizm dowolnej reakcji eliminacji.
– ilustruje właściwości benzenu odpowiednimi równaniami reakcji reakcji (z uwzględnieniem warunków prowadzenia przemian) - spalanie, reakcja z Cl ₂ lub Br ₂ w obecności katalizatora, nitrowanie, podaje nazwy organicznych produktów tych reakcji.	– ilustruje nietypowe właściwości benzenu (addycja) odpowiednimi równaniami reakcji (z uwzględnieniem warunków prowadzenia przemian)	– ilustruje zachowanie toluenu w reakcjach substytucji odpowiednimi równaniami reakcji reakcji (z uwzględnieniem warunków prowadzenia przemian). – zapisuje mechanizm reakcji substytucji benzenu na wybranym przez siebie przykładzie.	– zapisuje wzory głównych produktów substytucji elektrofilowej w pierścieniu aromatycznym z uwzględnieniem wpływu kierującego podstawników – zapisuje mechanizm chlorowania, bromowania, nitrowania i alkilowania benzenu
– zapisuje równania reakcji reakcji (z uwzględnieniem warunków prowadzenia przemian) otrzymywania etenu i propenu (w reakcjach eliminacji HX, H ₂ O i X ₂) i etynu (w reakcjach eliminacji HX i X ₂ , w reakcji karbidu z wodą),	– zapisuje równania reakcji otrzymywania metanu (z węgliku glinu), etanu i butanu (w syntezie Würtza) oraz węglowodorów nienasyconych posiadających do czterech atomów węgla w cząsteczce w reakcjach eliminacji reakcji (z uwzględnieniem warunków prowadzenia przemian)	– zapisuje równania reakcji otrzymywania alkanów o łańcuchach prostych i rozgałęzionych w syntezie Würtza. – stosuje regułę Zajcewa – wskazuje/zapisuje wzór głównego produktu eliminacji HX z chlorowcopochodnej alkanu	– zapisuje wzory półstrukturalne organicznych produktów krzyżowej syntezy Würtza.

– opisuje zachowanie alkanów, alkenów, alkinów i benzenu wobec wody bromowej i roztworu KMnO_4	– projektuje doświadczenia pozwalające odróżnić węglowodory nienasycone od nasyconych i aromatycznych (próba z KMnO_4 i z roztworem bromu w CCl_4)	– zapisuje równania reakcji alkenów z $\text{KMnO}_4(\text{aq})$ i dobiera w nich współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowo-jonowego	
– opisuje obserwacje towarzyszące reakcji nitrowania benzenu	– projektuje doświadczenie pozwalające odróżnić węglowodory aromatyczne od alifatycznych z wykorzystaniem reakcji nitrowania		
– zapisuje równania polimeryzacji etenu, chlorku winylu, tetrafluoroetenu oraz podaje nazwy i zastosowanie produktów, – wyszukuje, porządkuje, informacje o tworzywach,	– zapisuje równanie polimeryzacji propenu podaje nazwę i zastosowanie produktu – ustala wzór półstrukturalny monomeru, z jakiego został otrzymany polimer o podanej strukturze. – prezentuje informacje o tworzywach	– zapisuje równania polimeryzacji styrenu, podaje nazwę i zastosowanie produktu. – wskazuje na zagrożenia związane z gazami powstającymi w wyniku spalania polimerów różnego pochodzenia	– zapisuje równania polimeryzacji but-1,3-dienu, podaje nazwy i zastosowanie produktów,
– wyszukuje, porządkuje, porównuje i prezentuje informacje na temat destylacji ropy naftowej i pirolizy węgla kamiennego	– wymienia nazwy i zastosowania produktów destylacji ropy naftowej i pirolizy węgla kamiennego, – wyjaśnia pojęcie liczby oktanowej (LO)	– podaje sposoby zwiększania LO benzyny	– tłumaczy, na czym polega kraking oraz reforming

XXI. JEDNOFUNKCYJNE POCHODNE WĘGLOWODORÓW

Ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
----------------------------	----------------------------	------------------------	---------------------------------

NOMENKLATURA, WZORY CHEMICZNE

Uczeń: zapisuje wzór (pół)strukturalny na podstawie nazwy systematycznej / podaje nazwę systematyczną na podstawie wzoru (pół)strukturalnego dowolnego nasyconego alifatycznego: alkoholu monohydroksylowego, aldehydu, ketonu, kwasu karboksylowego i jego soli oraz estru zawierającego do pięciu atomów węgla w cząsteczce. – zapisuje wzór (pół)strukturalny na podstawie nazwy / podaje nazwę na podstawie wzoru (pół)strukturalnego fenolu (i fenolanów), metyloaminy i etyloaminy (oraz ich soli)	Uczeń: – zapisuje wzór (pół)strukturalny na podstawie nazwy systematycznej / podaje nazwę systematyczną na podstawie wzoru (pół)strukturalnego dowolnego nasyconego alifatycznego: alkoholu mono- i poli hydroksylowego, aldehydu, ketonu, kwasu karboksylowego i jego soli oraz estru zawierającego do sześciu atomów węgla w cząsteczce. – zapisuje wzory estrów pochodzących od kwasów nieorganicznych (HNO_3 i H_2SO_4) i alkoholi (metanolu, etanolu, glikolu etylenowego i gliceryny).	Uczeń: – podaje wzór (pół)strukturalny na podstawie nazwy systematycznej / podaje nazwę systematyczną na podstawie wzoru (pół)strukturalnego dowolnego alifatycznego alkoholu mono- i poli hydroksylowego, aldehydu, ketonu, kwasu karboksylowego i jego soli oraz estru zawierającego do ośmiu atomów węgla w cząsteczce oraz kwasu heksadekanowego, oktadekanowego i cis-oktadec-9-enowego – zapisuje wzory estrów pochodzących od H_3PO_4 i alkoholi monohydroksylowych. – podaje wzór (pół)strukturalny na	Uczeń: – podaje wzór (pół)strukturalny na podstawie nazwy systematycznej / podaje nazwę systematyczną na podstawie wzoru (pół)strukturalnego dowolnego alifatycznego alkoholu, aldehydu, ketonu, kwasu karboksylowego i jego soli oraz estru zawierającego do dziesięciu atomów węgla w cząsteczce oraz pochodnych kwasu heksadekanowego, oktadekanowego i cis-oktadec-9-enowego (soli i estrów) – podaje wzór (pół)strukturalny na podstawie nazwy systematycznej / podaje
---	--	---	--

– zapisuje wzory półstrukturalne związków o nazwach zwyczajowych/ podaje nazwę zwyczajową na podstawie wzoru półstrukturalnego dla: alkoholu metylowego, alkoholu etylowego, glicerolu, gliceryny, glikolu etylenowego, acetonu, aldehydu i kwasu mrówkowego, aldehydu i kwasu octowego, kwasu stearynowego, kwasu palmitynowego, kwasu oleinowego oraz nazwy soli i estrów wywodzące się z wymienionych nazw zwyczajowych. – rysuje wzór półstrukturalny cząsteczki dowolnego glicerydu.	– podaje wzór (pół)strukturalny na podstawie nazwy / podaje nazwę na podstawie wzoru (pół)strukturalnego fenyloetanolu, fenyloaminy (i jej soli), etanoamidu, kwasu benzenokarboksylowego i cyklobenzenokarbonylowego oraz zapisuje wzory półstrukturalne soli pochodzących od fenyloaminy i wymienionych wyżej kwasów. – zapisuje wzory półstrukturalne związków o nazwach zwyczajowych/ podaje nazwę zwyczajową na podstawie wzoru półstrukturalnego: alkoholu propylowego i izopropylowego, alkoholu benzylowego, aniliny, aldehydów i kwasów: propionowego, masłowego i benzoowego oraz estrów i soli kwasu wymienionych kwasów. – rysuje wzory półstrukturalne tłuszczów pochodzących od gliceryny i kwasu palmitynowego i stearynowego.	podstawie nazwy systematycznej / podaje nazwę systematyczną na podstawie wzoru (pół)strukturalnego cyklopentanolu i cykloheksanolu, kwasu cykloheksanokarboksylowego i cyklopentanokarboksylowego, tworzy wzory półstrukturalne soli i estrów pochodzących od wymienionych kwasów oraz estrów pochodzących od tych alkoholi – zapisuje wzory półstrukturalne związków o nazwach zwyczajowych/ podaje nazwę zwyczajową na podstawie wzoru półstrukturalnego: nitrogliceryny, kwasu szczawiowego oraz soli i estrów tego kwasu. – rysuje wzory półstrukturalne tłuszczów pochodzących od gliceryny i kwasu oleinowego.	nazwę systematyczną na podstawie wzoru (pół)strukturalnego amin alifatycznych o różnej rzędowości liczących do pięciu atomów węgla w cząsteczce – podaje wzory i nazwy systematyczne amidów o różnej rzędowości (pochodnych uwzględnionych w wymaganiach kwasów karboksylowych i amin (lub amoniaku)).
--	---	--	---

BUDOWA, IZOMERIA

Uczeń: – definiuje i stosuje pojęcia: <i>grupa funkcyjna</i> – klasyfikuje związek organiczny do alkoholi (alkoholanów), fenoli (fenolanów), aldehydów, ketonów, kwasów karboksylowych (i ich soli), estrów (kwasów karboksylowych lub nieorganicznych), amin (i ich soli), amidów na podstawie jego wzoru półstrukturalnego lub nazwy. – zapisuje wzory grup funkcyjnych na podstawie ich nazw/podaje nazwy grup funkcyjnych na podstawie ich wzorów (grupa hydroksylowa, aldehydowa, karbonylowa, karboksylowa, estrowa, aminowa, amidowa)	Uczeń: – porównuje budowę: • alkoholi i fenoli • alkoholi monohydroksylowych i polihydroksylowych • aldehydów i ketonów – zapisuje wzory ogólne alkoholi, fenoli, aldehydów, kwasów karboksylowych, estrów, amin pierwszorzędowych, amidów pierwszorzędowych	Uczeń: – porównuje budowę: • alkoholanów i fenolanów i soli kwasów karboksylowych, • kwasów karboksylowych i fenoli – zapisuje wzory ogólne alkoholi i amin o zadanej rzędowości.	Uczeń: – porównuje budowę: • alkoholi i fenoli • amoniaku i amin, • fenyloaminy i etyloaminy – definiuje enole, zapisuje/rozpoznaje ich wzory i konstruuje nazwy
– definiuje i stosuje pojęcia: <i>rzędowość alkoholi</i>	– określa rzędowość alkoholi i amin	– określa rzędowość alkoholi alicyklicznych	– określa rzędowość alkoholi, amin i amidów

<i>i amin</i> – określa rzędowość alifatycznych alkoholi monohydroksylowych posiadających do pięciu atomów węgla w cząsteczce,	alifatycznych o podanym wzorze półstrukturalnym, alkoholu benzyłowego i aniliny	(cykloheksanolu, cyklopentanolu)	o zadanym wzorze półstrukturalnym
– definiuje i stosuje pojęcia: <i>metameria (metamery)</i> – rysuje wzory izomerów alifatycznych nasyconych alkoholi, aldehydów, ketonów, kwasów karboksylowych i estrów zadanego rodzaju (izomeria łańcuchowa, położenia podstawnika (w łańcuchu), położenia grupy funkcyjnej (w łańcuchu), metameria	– rysuje wzory izomerów jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów (z uwzględnieniem izomerii geometrycznej typu cis-trans oraz izomerii położenia podstawnika (grupy funkcyjnej) w pierścieniu aromatycznym) – rysuje wzór alkoholu i aminy alifatycznej o zadanej rzędowości – rysuje wzór kwasu oleinowego (z uwzględnieniem izomerii geometrycznej)	– rysuje wzory izomerów jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów o zadanym wzorze sumarycznym (z uwzględnieniem izomerii łańcuchowo-pierścieniowej) – rysuje wzory izomerycznych amin.	– rysuje wzory izomerów jednofunkcyjnych pochodnych węglowodorów i amin o zadanym wzorze sumarycznym spełniających dodatkowe warunki (np. liczba atomów węgla o określonym stopniu utlenienia, rzędowości, hybrydyzacji, posiadający zadany fragment struktury, występujący w postaci izomerów optycznych).
WODNE ROZTWORY JEDNOFUNKCYJNYCH POCHODNYCH WĘGLOWODORÓW			
Uczeń: – określa odczyn wodnych roztworów rozpuszczalnych w wodzie alkoholi, fenoli, kwasów karboksylowych i ich soli oraz amin i acetamidu. – zapisuje równania reakcji odpowiadających za odczyn wodnych roztworów kwasów karboksylowych posiadających do trzech atomów węgla w cząsteczce i ich soli.	Uczeń: – określa odczyn wodnych roztworów, aldehydów, ketonów, estrów. – zapisuje równania reakcji odpowiadających za odczyn wodnych roztworów kwasów karboksylowych posiadających do pięciu atomów węgla w cząsteczce i ich soli oraz mydeł, fenolu, metyloaminy i etyloaminy. – projektuje doświadczenie, które pozwala wykazać w oparciu o odczyn wodnego roztworu, czy badana substancja może być kwasem karboksylowym (octowym mrówkowym, propanowym) lub jego solą, alkoholem, metyloaminą, etyloaminą.	Uczeń: – zapisuje równania reakcji odpowiadających za odczyn wodnych roztworów alkoholów, fenolanów, kwasów karboksylowych i ich soli oraz soli pochodzących od amin. – projektuje doświadczenia pozwalające odróżnić substancje, których roztwory wodne wykazują odmienne odczyny	Uczeń: – projektuje doświadczenia pozwalające zbadać rozpuszczalność substancji w rozpuszczalniku polarnym i niepolarnym i wyciąga z niego odpowiednie wnioski co do budowy tej substancji.
XXII. ALKOHOLE I FENOLE			
Uczeń: – ilustruje właściwości chemiczne alkoholi alifatycznych posiadających do trzech atomów węgla w cząsteczce odpowiednimi równaniami reakcji/schematami (spalanie, utlenianie do aldehydów lub ketonów z wykorzystaniem słabego utleniacza (CuO),	Uczeń: – ilustruje właściwości nasyconych monohydroksylowych alkoholi alifatycznych posiadających do pięciu atomów węgla w cząsteczce oraz alkoholu benzyłowego odpowiednimi równaniami reakcji/schematami (spalanie, utlenianie	Uczeń: – ilustruje właściwości alkoholi alifatycznych i alicyklicznych (cykloheksanolu i cyklopentanolu), alkoholu benzyłowego odpowiednimi równaniami reakcji/schematami (spalanie, utlenianie do aldehydów, ketonów lub kwasów	Uczeń: – analizuje strukturę cząsteczki alkoholu ze względu na: • liczbę grup hydroksylowych • rzędowość • rodzaj grupy węglowodorowej w nim występującej (nasycona, nienasycona,

tworzenie alkoholanów, eliminacja wody) – zapisuje równania reakcji otrzymywania wymienionych wyżej alkoholi (addycja wody do alkenów, substytucja atomu chlorowca w cząsteczce chlorowcopochodnej alkanu) – określa rzędowość alkoholi, które należy utlenić, aby otrzymać aldehyd lub keton	do aldehydów lub ketonów z wykorzystaniem słabego utleniacza (CuO), tworzenie alkoholanów, eliminacja wody, substytucja grupy –OH przez –X). – zapisuje równania reakcji otrzymywania wymienionych wyżej alkoholi (addycja wody do alkenów, substytucja atomu chlorowca w cząsteczce chlorowcopochodnej alkanu) – ilustruje właściwości glikolu etylenowego i gliceryny odpowiednimi równaniami reakcji (tworzenie alkoholanów i substytucja grupy –OH przez –X). – ilustruje właściwości fenolu odpowiednimi równaniami reakcji (tworzenie fenolanów, bromowanie) – porównuje właściwości alkoholi monohydroksylowych, polihydroksylowych i fenolu	karboksylowych z wykorzystaniem słabych lub silnych utleniaczy, tworzenie alkoholanów, eliminacja wody, substytucja grupy –OH przez –X). – zapisuje równania reakcji otrzymywania wymienionych wyżej alkoholi (addycja wody do cykloalkenów, substytucja atomu chlorowca w cząsteczce chlorowcopochodnej cykloalkanu lub chlorku/bromku benzylu) – Ilustruje właściwości alkoholi polihydroksylowych odpowiednimi równaniami reakcji/schematami (spalanie, utlenianie do aldehydów lub ketonów z wykorzystaniem słabych i silnych utleniaczy, tworzenie alkoholanów, substytucja grupy –OH przez –X, reakcja z $\text{Cu}(\text{OH})_2$) – zapisuje równania reakcji otrzymywania alkoholi polihydroksylowych w procesie substytucji atomów chlorowca grupami hydroksylowymi. – ilustruje właściwości fenolu odpowiednimi równaniami reakcji (nitrowanie, chlorowanie) – zapisuje ciąg równań reakcji prowadzących od chloro- lub bromobenzenu do fenolu	aromatyczna) i zapisuje równania reakcji, jakim ulega ten alkohol z uwagi na posiadanie wybranego fragmentu struktury. – proponuje metodę otrzymania alkoholu o zadanym wzorze półstrukturalnym/nazwie – zapisuje odpowiednie równania reakcji. – wyjaśnia różnice we właściwościach alkoholi i fenoli w oparciu o budowę cząsteczek – projektuje doświadczenia pozwalające odróżnić alkohole o odmiennej strukturze.
---	---	--	--

XXIII. ALDEHYDY I KETONY

Uczeń: – ilustruje właściwości aldehydów alifatycznych posiadających do trzech atomów węgla w cząsteczce odpowiednimi równaniami reakcji/schematami (spalanie, utlenianie do kwasów karboksylowych w próbie Tollensa i Trommera), redukcja wodorem do odpowiednich alkoholi – zapisuje równanie reakcji (z uwzględnieniem warunków jej przebiegu) otrzymywania etanal w reakcji acetyleny z wodą.	Uczeń: – ilustruje właściwości aldehydów alifatycznych posiadających do pięciu atomów węgla w cząsteczce odpowiednimi równaniami reakcji/schematami (spalanie, utlenianie do kwasów karboksylowych w próbie Tollensa i Trommera), redukcja wodorem do odpowiednich alkoholi. – zapisuje równania redukcji ketonów posiadających do pięciu atomów węgla w cząsteczce do odpowiednich alkoholi.	Uczeń: – ilustruje właściwości aldehydów alifatycznych i aldehydu benzoowego odpowiednimi równaniami reakcji/schematami (spalanie, utlenianie do kwasów karboksylowych w próbie Tollensa i Trommera oraz z wykorzystaniem silnych utleniaczy), redukcja wodorem do odpowiednich alkoholi. – zapisuje równania reakcji polimeryzacji i metanal i etanal.	Uczeń: – zapisuje równanie próby Tollensa uwzględniając, że jednym z substratów jest aminakompleks srebra – zapisuje równanie próby Trommera uwzględniając, że jednym z produktów reakcji jest sól kwasu karboksylowego – zapisuje równania reakcji cyklicznej trimeryzacji i metanal i etanal. – analizuje strukturę cząsteczki aldehydu i ketonu ze względu na:
---	---	---	---

– zapisuje równanie redukcji acetonu wodorem	– porównuje właściwości aldehydów i ketonów	– zapisuje równanie reakcji (z uwzględnieniem warunków jej przebiegu) otrzymywania ketonów w reakcji alkinów z wodą. – zapisuje równania redukcji ketonów o zadanym wzorze półstrukturalnym/nazwie do odpowiednich alkoholi	• liczbę grup funkcyjnych • rodzaj grupy węglowodorowej w nim występującej (nasycona, nienasycona, aromatyczna) i zapisuje równania reakcji, jakim ulega ten aldehyd lub keton z uwagi na posiadanie wybranego fragmentu struktury. – proponuje metody otrzymania aldehydu i ketonu o zadanym wzorze półstrukturalnym/nazwie – zapisuje odpowiednie równania reakcji. – ustala, czy dany keton ulega próbie jodoformowej i zapisuje jej równanie.
--	---	--	--

XXIV. KWASY KARBOKSYLOWE

Uczeń: – ilustruje właściwości kwasów karboksylowych posiadających do trzech atomów węgla w cząsteczce równaniami reakcji w odpowiedniej formie/schematami (reakcja z metalami, tlenkami metali, wodorotlenkami, alkoholami) – porównuje moc kwasów karboksylowych (mrówkowego, octowego) z wybranymi kwasami nieorganicznymi (kwas solny, kwas węglowy). – podaje przykłady kwasów tłuszczowych – klasyfikuje <i>mydła</i> do odpowiedniej grupy związków organicznych, – wyszukuje, porządkuje, prezentuje informacje dotyczące właściwości fizycznych różnych tłuszczów – podaje wzory i nazwy wybranych mydeł.	Uczeń: – ilustruje właściwości alifatycznych kwasów karboksylowych posiadających do pięciu atomów węgla w cząsteczce równaniami reakcji w odpowiedniej formie /schematami (reakcja z metalami, tlenkami metali, wodorotlenkami, amoniakiem, alkoholami, dekarboksylacja). – zapisuje równania reakcji ilustrujące względną moc kwasów: solnego, węglowego, mrówkowego, octowego. – podaje kryterium przynależności kwasu do kwasów tłuszczowych – omawia sposób działania mydeł – zapisuje równania reakcji uzasadniające zasadowy odczyn roztworów mydeł	Uczeń: – ilustruje właściwości kwasów karboksylowych równaniami reakcji w odpowiedniej formie /schematami (reakcje z solami, aminami). – ilustruje właściwości kwasów karboksylowych (w tym kwasu palmitynowego, stearynowego, oleinowego, benzoowego) odpowiednimi równaniami reakcji (forma cząsteczkowa i jonowa)/schematami (reakcja z zasadami, alkoholami/fenolami, dekarboksylacja). – zapisuje równania reakcji ilustrujące względną moc kwasu solnego, węglowego, mrówkowego, octowego i fenolu. – projektuje doświadczenie pozwalające wykazać nienasycony charakter kwasu oleinowego	Uczeń: – analizuje strukturę cząsteczki kwasu karboksylowego ze względu na • liczbę grup funkcyjnych • rodzaj grupy węglowodorowej w nim występującej (nasycona, nienasycona, aromatyczna) i zapisuje równania reakcji, jakim ulega ten kwas z uwagi na posiadanie wybranego fragmentu struktury. – proponuje różne metody otrzymania kwasu karboksylowego o zadanym wzorze półstrukturalnym/nazwie – zapisuje odpowiednie równania reakcji. – projektuje doświadczenia pozwalające pokazać, która z badanych substancji jest silniejszym kwasem (np. fenol, kwas siarkowy(VI) czy kwas węglowy) – zapisuje równanie reakcji utleniania kwasu mrówkowego i kwasu szczawiowego silnym utleniaczem.
--	--	---	---

XXV. ESTRY			
Uczeń: – zapisuje równania reakcji hydrolizy estrów pochodzących od kwasów i alkoholi zawierających nie więcej niż trzy atomy węgla w cząsteczce w środowisku kwasowym	Uczeń: – zapisuje równania reakcji hydrolizy estrów pochodzących od kwasów i alkoholi zawierających nie więcej niż pięć atomów węgla w cząsteczce w środowisku kwasowym i zasadowym – zapisuje równania procesów hydrolizy kwasowej i zasadowej tłuszczów – omawia rolę stężonego kwasu siarkowego(VI) w procesie estryfikacji – zapisuje równania reakcji otrzymywania estrów kwasów nieorganicznych (azotowego(V) i siarkowego(VI)) i podaje nazwy ich produktów.	Uczeń: – zapisuje równania reakcji hydrolizy estrów pochodzących od kwasów karboksylowych i fenolu w środowisku kwasowym i zasadowym – projektuje doświadczenie pozwalające wykazać nienasycony charakter tłuszczu roślinnego	Uczeń: – stosuje pojęcia: <i>liczba zmydlania</i>, <i>liczba jodowa tłuszczu</i>
XXVI. AMINY			
Uczeń: – zapisuje w odpowiedniej formie równania reakcji etyloaminy i metyloaminy z wodą i kwasem solnym	Uczeń: – wyjaśnia, jaki element struktury amoniaku i amin odpowiada za ich właściwości zasadowe, – zapisuje w odpowiedniej formie równanie reakcji aniliny z kwasem solnym	Uczeń: – porównuje moc amin alifatycznych (metyloaminy, etyloaminy), amoniaku i aniliny. – zapisuje w odpowiedniej formie równania reakcji różnych amin z kwasami nieorganicznymi i kwasami karboksylowymi, – zapisuje w odpowiedniej formie równania reakcji wypierania amin mocnymi zasadami z odpowiednich soli	Uczeń: – zapisuje ciąg równań reakcji prowadzących od nitrobenzenu przez sól do aniliny., – projektuje doświadczenie pozwalające odróżnić aminę alifatyczną od aminy aromatycznej.
XXVII. WŁAŚCIWOŚCI FIZYCZNE JEDNOFUNKCYJNYCH POCHODNYCH WĘGLOWODORÓW I AMIN			
Uczeń: – opisuje właściwości fizyczne metanolu, etanolu, kwasu octowego, – wyjaśnia podstawową różnicę w budowie tłuszczów roślinnych i zwierzęcych.	Uczeń: – opisuje właściwości fizyczne fenolu, kwasu mrówkowego. – opisuje zmianę właściwości alkanoli i kwasów alkanowych w szeregu homologicznym – wyjaśnia przyczynę różnic w temperaturach topnienia tłuszczów roślinnych i zwierzęcych	Uczeń: – opisuje właściwości fizyczne metanolu, metyloaminy, etyloaminy, kwasu benzoowego, – wyjaśnia przyczynę anomalnie dużych wartości temperatur topnienia i wrzenia alkoholi i kwasów karboksylowych w stosunku do odpowiednich węglowodorów i halogenków alkilów	Uczeń: – decyduje, czy cząsteczki związku o danym wzorze półstrukturalnym/ nazwie mogą tworzyć wiązania wodorowe pomiędzy sobą lub z cząsteczkami wody i omawia prawdopodobne konsekwencje tego faktu. – wyjaśnia, dlaczego fakt, że tłuszcz jest nienasycony wpływa na obniżenie jego temperatury topnienia.

XXVIII. . PRÓBY CHARAKTERYSTYCZNE W CHEMII ORGANICZNEJ			
Uczeń: – opisuje przebieg próby Tollensa i próby Trommera (wykorzystane odczynniki, obserwacje w przypadku pozytywnego i negatywnego wyniku próby). – opisuje zachowanie gliceryny i glicerolu wobec $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (obserwacje). – opisuje proces zmydlania tłuszczów. – opisuje przebieg próby biuretovej (wykorzystane odczynniki, obserwacje w przypadku pozytywnego wyniku próby).	Uczeń: – opisuje przebieg procesu bromowania fenolu (wykorzystane odczynniki, obserwacje). – projektuje doświadczenie, które pozwala wykazać w oparciu o: • próbę Tollensa lub Trommera, czy badana substancja może być aldehydem, • zachowanie wobec $\text{Cu}(\text{OH})_2$ czy badana substancja może być glikolem etylenowym lub gliceryną, • zachowanie wobec roztworów soli $\text{Fe}(\text{III})$ czy badana substancja może być fenolem. •	Uczeń: – projektuje doświadczenia pozwalające odróżnić: • aldehydy od ketonów • alkohole monohydroksylowe od polihydroksylowych • alkohol od fenolu • związki z grupą węglowodorową nasyconą, nienasyconą i aromatyczną (np. tłuszcze roślinne od zwierzęcych, nasycony kwas tłuszczowy od nienasyconego)	Uczeń: – znajduje fragmenty struktury, którymi różnią się jednofunkcyjne pochodne węglowodorów o podanych wzorach lub nazwach i projektuje doświadczenia pozwalające je odróżnić.
XXIX. WIELOFUNKCYJNE POCHODNE WĘGLOWODORÓW			
ocena dopuszczająca (1)	ocena dostateczna (1+2)	ocena dobra (1+2+3)	ocena bardzo dobra (1+2+3+4)
XXX. HYDROKSYKWASY			
Uczeń: – wyszukuje i porządkuje informacje o budowie, występowaniu i zastosowaniach hydroksykwasów	Uczeń: – wyszukuje, porządkuje informacje o możliwości tworzenia przez hydroksykwasy estrów międzycząsteczkowych (laktydy, poliestry) i wewnątrzcząsteczkowych (laktony).	Uczeń: – prezentuje informacje o budowie, występowaniu i zastosowaniach hydroksykwasów oraz możliwości tworzenia przez nie estrów międzycząsteczkowych (laktydy, poliestry) i wewnątrzcząsteczkowych (laktony).	Uczeń: – wykorzystuje informacje dotyczące reakcji alkoholi, fenoli i kwasów karboksylowych, aby przewidywać właściwości chemiczne hydroksykwasów.
XXXI. AMINOKWASY, PEPTYDY, BIAŁKA			
Uczeń: – podaje kryterium klasyfikacji związku organicznego do aminokwasów, peptydów i białek – wyjaśnia i stosuje pojęcia: <i>α-aminokwasy</i>, <i>aminokwasy białkowe</i>, <i>jon obojnaczy</i>, <i>L-aminokwas</i>, <i>aminokwas C-końcowy</i> (<i>C-terminalny</i>), <i>N-końcowy</i> (<i>N-terminalny</i>), <i>wiązanie peptydowe</i>, <i>mostek disiarczkowy</i>	Uczeń: – klasyfikuje aminokwasy ze względu na położenie grupy aminowej do odpowiedniej grupy (<i>α-aminokwasy</i>, <i>β-aminokwasy</i> itd.) – wyjaśnia i stosuje pojęcia: <i>koagulacja</i>, <i>peptyzacja</i>, <i>zół</i>, <i>żel</i> – rysuje wzory Fischera aminokwasów białkowych i ich enancjomerów – zapisuje wzory aminokwasów (w tym jonów	Uczeń: – wyjaśnia, dlaczego aminokwasy mają znacznie wyższe t.t. i t.w. niż aminy i kwasy karboksylowe, od których pochodzą. – klasyfikuje aminokwasy ze względu na rodzaj posiadanej przez nie grupy R (z polarną, niepolarną grupą R, kwasowe i zasadowe) – zapisuje równania reakcji ilustrujące właściwości chemiczne aminokwasów	Uczeń: – opisuje zachowanie α-aminokwasów wobec $\text{Cu}(\text{OH})_2$; – rysuje wzory Fischera stereoizomerów aminokwasów czynnych optycznie

– zapisuje wzory glicyny i alaniny (także w postaci jonów obojnaczych) – określa charakter chemiczny aminokwasów – zapisuje równania reakcji ilustrujące charakter amfoteryczny glicyny i alaniny (z uwzględnieniem jonów obojnaczych). – zapisuje równania reakcji tworzenia dipeptydów: Gly-Gly, Ala-Ala, Ala-Gly, Gly-Ala – wskazuje we wzorach dipeptydów aminokwasy <i>C-końcowe</i> i <i>N-końcowe</i> oraz <i>wiązanie peptydowe</i>. – opisuje przebieg hydrolizy peptydów – wyszukuje i porządkuje informacje dotyczące struktury białek oraz na ich podstawie wskazuje wiązania odpowiedzialne za utrwalenie struktury I- i II- rzędowej. – omawia tzw. reakcje charakterystyczne białek (próba biuretowa, reakcja ksantoproteinowa), – omawia procesy wysalania i denaturacji białek, wymienia czynniki jakie powodują zajście tych procesów.	– obojnaczych) na podstawie nazw systematycznych)/podaje nazwę systematyczną aminokwasu na podstawie jego wzoru półstrukturalnego – zapisuje równania reakcji ilustrujące charakter amfoteryczny aminokwasów (z uwzględnieniem jonów obojnaczych). – rysuje wzory półstrukturalne tripeptydów o zadanej sekwencji aminokwasów – wskazuje we wzorach tripeptydów aminokwasy <i>C-końcowe</i> i <i>N-końcowe</i> oraz <i>wiązanie peptydowe</i> – zapisuje równania hydrolizy peptydów – prezentuje informacje dotyczące struktury białek oraz na ich podstawie wskazuje wiązania odpowiedzialne za utrwalenie struktury I- i II- rzędowej. – projektuje doświadczenia, które pozwolą określić, czy badana próbka może zawierać białko (reakcja biuretowa i ksantoproteinowa)	– wynikające z obecności określonych grup funkcyjnych. – interpretuje doświadczenie pozwalające potwierdzić charakter amfoteryczny aminokwasów – projektuje doświadczenie, które pozwoli wykazać, że roztwór białka jest roztworem koloidalnym – projektuje doświadczenie, w trakcie którego zajdzie wysolenie lub denaturacja białka – projektuje doświadczenia, które pozwolą wykryć charakterystyczne elementy budowy białka (wiązania peptydowe, pierścienie aromatyczne).	
--	---	--	--

XXXII. CUKRY PROSTE I ZŁOŻONE

Uczeń: – podaje i stosuje kryterium klasyfikacji związku organicznego do • cukrów, • cukrów prostych lub złożonych • cukrów redukujących lub nieredukujących – klasyfikuje związek o podanym wzorze półstrukturalnym do cukrów prostych lub złożonych, redukujących lub nieredukujących – klasyfikuje cukry proste ze względu na liczbę atomów węgla w cząsteczce (triozy, tetrozy, pentozy, heksozy) – klasyfikuje cukry proste ze względu na	Uczeń: – definiuje i stosuje pojęcia: <i>wiązanie α- i β-glikozydowe</i> – porównuje budowę: • glukozy i fruktozy, • sacharozy, celobiozy i maltozy • skrobi i celulozy – projektuje doświadczenie pozwalające: • stwierdzić, czy badany cukier ma właściwości redukujące • potwierdzić obecność grup hydroksylowych w cząsteczce cukru • potwierdzić obecność skrobi – omawia budowę disacharydu o podanym	Uczeń: – zapisuje wzór formy łańcuchowej i pierścieniowej rybozy i deoksyrybozy – zapisuje wzór formy łańcuchowej na podstawie formy pierścieniowej monosacharydu i odwrotnie. – zapisuje wzór formy pierścieniowej sacharozy, celobiozy i maltozy – wyjaśnia, dlaczego ketozy należą do monosacharydów redukujących – projektuje doświadczenie, które pozwoli odróżnić • ketozę od aldozy (reakcja z Br₂ w środowisku słabozasadowym).	Uczeń: – zapisuje wzór formy łańcuchowej i pierścieniowej galaktozy, – zapisuje wzór formy pierścieniowej laktozy, – zapisuje wzory form pierścieniowych disacharydów redukujących i nieredukujących, hydrolizujących do glukozy, fruktozy, galaktozy – zapisuje równanie procesu nitrowania celulozy
---	--	--	---

rodzaj grupy funkcyjnej (aldozy, pentozy). – zapisuje wzór Fischera formy łańcuchowej i pierścieniowej glukozy i fruktozy (anomery α i β) – omawia budowę glukozy, fruktozy, sacharozy, maltozy, celobiozy, skrobi, celulozy, ich właściwości fizyczne i zachowanie wobec $\text{Cu}(\text{OH})_2$ (temp. pokojowa), w próbie Trommera, w próbie Tollensa	wzorze pierścieniowym: – wskazuje wiązanie glikozydowe i określa jego typ – określa, czy należy do cukrów redukujących, czy nie – określa rodzaj anomeru (dla cukru redukującego) – opisuje przebieg hydrolizy sacharozy.	• cukier redukujący od nieredukującego – projektuje doświadczenie, w trakcie którego zachodzi proces hydrolizy sacharozy.	
XXXIII. ZASTOSOWANIE ZWIĄZKÓW ORGANICZNYCH			
Uczeń: – podaje zastosowanie gliceryny, metanolu, etanolu, acetonu, metanolu – wyjaśnia, na czym polega szkodliwy wpływ metanolu i etanolu na organizm ludzki	Uczeń: – omawia zastosowanie nitrogliceryny, kwasów karboksylowych, – wyszukuje, porządkuje i prezentuje informacje dotyczące zastosowania tłuszczów	Uczeń: – podaje zastosowanie kwasu mlekowego, salicylowego i ich pochodnych	Uczeń: – omawia zastosowanie pochodnych celulozy,

Ocenę celującą otrzymuje uczeń, który opanował zakres materiału na ocenę bardzo dobrą (1+2+3+4) oraz:

- rozwiązuje zadania obliczeniowe i problemowe o podwyższonym stopniu trudności łączące zagadnienia z różnych działów chemii (np. chemii organicznej i fizycznej)
- wykorzystuje nowe informacje podane w formie tekstu źródłowego do rozwiązywania problemów.

Ocenę celującą może również uzyskać uczeń, który osiąga sukcesy w ogólnopolskich konkursach chemicznych i/lub olimpiadzie chemicznej.

Warunki i sposób uzyskiwania wyższej niż przewidywana oceny rocznej z chemii

1. Uczeń może przystąpić do pracy pisemnej umożliwiającej uzyskanie wyższej niż przewidywana oceny rocznej (zwanej dalej pracą pisemną), jeśli on sam lub jego rodzic (w przypadku ucznia niepełnoletniego) poinformuje za pośrednictwem Librusa nauczyciela o chęci przystąpienia do pracy pisemnej w ciągu dwóch dni od wskazanej w Kalendarzu Szkoły daty ustalenia przewidywanych ocen rocznych.
2. Termin pracy pisemnej jest ustalany przez nauczyciela, a praca pisemna jest przeprowadzana przed – wskazaną w Kalendarzu Szkoły – datą ustalenia ocen rocznych.
3. Praca pisemna sprawdza wiedzę i umiejętności opisane w wymaganiach na tę ocenę, o jaką uczeń się ubiega.
4. Uczeń uzyskuje ocenę wyższą niż przewidywana, jeśli z pracy pisemnej uzyska co najmniej 90% maksymalnej możliwej do zdobycia liczby punktów.

Dostosowanie wymagań edukacyjnych

1. Nauczyciel dostosowuje wymagania edukacyjne do indywidualnych potrzeb rozwojowych i edukacyjnych ucznia oraz jego możliwości psychofizycznych w oparciu o:
 - a) Posiadane przez ucznia orzeczenie o potrzebie kształcenia specjalnego – na podstawie tego orzeczenia oraz ustaleń zawartych w indywidualnym programie edukacyjno – terapeutycznym;
 - b) Posiadane przez ucznia orzeczenie o potrzebie indywidualnego nauczania;
 - c) Posiadaną przez ucznia opinię poradni psychologiczno - pedagogicznej, w tym poradni specjalistycznej, o specyficznych trudnościach w uczeniu się lub inną opinię wskazującą na potrzebę takiego dostosowania;
 - d) rozpoznanie przez nauczyciela, psychologa szkolnego lub pedagoga szkolnego jego indywidualnych potrzeb rozwojowych i edukacyjnych oraz indywidualnych możliwości psychofizycznych - jeśli uczeń jest objęty pomocą psychologiczno–pedagogiczną w szkole.
2. Dostosowanie nie polega na rezygnacji z realizacji podstawy programowej, lecz na umożliwieniu uczniowi wykazania się wiedzą i umiejętnościami w sposób adekwatny do jego potrzeb i możliwości.
3. Dostosowania są opracowywane indywidualnie dla każdego ucznia w osobnej dokumentacji.