

I LO im. T. Kościuszki w Myślenicach

rok szkolny:	2018 / 2019
imię i nazwisko nauczyciela:	Alicja Święch Cecylia Warchał
zajęcia edukacyjne:	chemia
klasa / wymiar godzin:	druga i trzecia 5, 4 godzin tygodniowo zakres rozszerzony
podręczniki / ćwiczenia:	podręcznik: <i>To jest chemia</i> 1 i 2, Nowa Era,

Część I Plan treści programowych

Nr lekcji	Temat lekcji	Wymagania szczegółowe
		podstawy programowej
1.	Pracownia chemiczna. Przepisy BHP i regulamin	III. Uczeń bezpiecznie posługuje się sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi; projektuje i przeprowadza doświadczenia chemiczne
2.	Ewolucja poglądów na temat budowy materii oraz współczesny model budowy atomu	Uczeń: 2.1. określa liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego na podstawie zapisu A_ZE
3.	Podstawy teorii kwantowej – dualizm korpuskularno-falowy	Uczeń: 2.2. stosuje zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach atomowych pierwiastków wieloelektronowych
4.	Orbitale atomowe i stany kwantowe elektronów	
5.	Reguła Hunda i jej zastosowanie do zapisywania konfiguracji elektronowej atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 1 do 10	
6.	Ustalanie konfiguracji elektronowej atomów pierwiastków chemicznych i jonów	Uczeń: 2.3. zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z = 36$ i jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach (zapisy konfiguracji: pełne, skrócone i schematy klatkowe)

7.	Ćwiczenia w zapisywaniu konfiguracji elektronowej atomów w postaci zapisu pełnego, skróconego oraz schematów klatkowych	Uczeń: 2.3. zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z = 36$ i jonów o podanym ładunku, uwzględniając rozmieszczenie elektronów na podpowłokach (zapisy konfiguracji: pełne, skrócone i schematy klatkowe)
8.	Rozmiary i masy atomów – pojęcia dotyczące masy atomów oraz cząsteczek	Uczeń: 2.1. określa liczbę cząstek elementarnych w atomie oraz skład jądra atomowego na podstawie zapisu A_ZE
9.	Obliczenia związane z pojęciami masa atomowa i masa cząsteczkowa	Uczeń: 1.2. odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych i organicznych) o podanych wzorach (lub nazwach) 1.3. oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego; ustala skład izotopowy pierwiastka (w % masowych) na podstawie jego masy atomowej
10.	Co to są izotopy?	Uczeń: 1.3. oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego; ustala skład izotopowy pierwiastka (w % masowych) na podstawie jego masy atomowej
11.	Masa atomowa a skład izotopowy pierwiastka chemicznego	
12.	Zastosowania izotopów	
13.	Promieniotwórczość naturalna	Zagadnienia wykraczające poza wymagania podstawy programowej
14.	Promieniotwórczość sztuczna	
15.	Próby uporządkowania pierwiastków chemicznych	Uczeń: 2.5. wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym
16.	Budowa współczesnego układu okresowego pierwiastków chemicznych	Uczeń: 2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: s , p i d układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych)
17.	Jakie informacje na temat pierwiastka chemicznego można odczytać z układu okresowego?	Uczeń: 2.5. wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym
18.	Jakie informacje na temat pierwiastka chemicznego można uzyskać analizując jego położenie w układzie okresowym pierwiastków chemicznych?	Uczeń: 2.5. wskazuje na związek pomiędzy budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym 8.1. opisuje podobieństwa we właściwościach pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach – wskazuje położenie niemetali
19.	Podsumowanie wiadomości z działu „Budowa atomu. Układ	

20. 21.	okresowy pierwiastków chemicznych”	
22.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
23.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
24.	Elektroujemność pierwiastków chemicznych	<p>Uczeń:</p> <p>3.1. przedstawia sposób, w jaki atomy pierwiastków bloku <i>s</i> i <i>p</i> osiągają trwałe konfiguracje elektronowe (tworzenie jonów)</p> <p>3.2. stosuje pojęcie elektroujemności do określania (na podstawie różnicy elektroujemności i liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków) rodzaju wiązania: jonowe, kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane), koordynacyjne</p>
25.	Warunki powstawania wiązania jonowego	<p>Uczeń:</p> <p>3.2. stosuje pojęcie elektroujemności do określania (na podstawie różnicy elektroujemności i liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków) rodzaju wiązania: jonowe, kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane), koordynacyjne</p> <p>3.3. opisuje mechanizm tworzenia wiązania jonowego (np. w chlorkach i tlenkach metali)</p> <p>3.6. określa typ wiązania (σ i π) w prostych cząsteczkach</p>
26.	Równania reakcji powstawania jonów i tworzenia wiązania jonowego	<p>Uczeń:</p> <p>3.3. opisuje mechanizm tworzenia wiązania jonowego (np. w chlorkach i tlenkach metali)</p>
27.	Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane	<p>Uczeń:</p> <p>3.2. stosuje pojęcie elektroujemności do określania (na podstawie różnicy elektroujemności i liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków) rodzaju wiązania: jonowe, kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane), koordynacyjne</p>
28.	Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane	<p>3.4. zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych i jonów, z uwzględnieniem wiązań koordynacyjnych (np. wodoru, chloru, chlorowodoru, tlenku węgla(IV), amoniaku, metanu, etanu i etynu, NH_4^+, H_3O^+, SO_2 i SO_3)</p>
29.	Inne rodzaje wiązań chemicznych – wiązanie koordynacyjne i wiązanie metaliczne	<p>Uczeń:</p> <p>3.2. stosuje pojęcie elektroujemności do określania (na podstawie różnicy elektroujemności i liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków) rodzaju wiązania: jonowe, kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane), koordynacyjne</p> <p>3.4. zapisuje wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych i jonów, z uwzględnieniem wiązań koordynacyjnych (np. wodoru, chloru, chlorowodoru, tlenku węgla(IV), amoniaku, metanu, etanu i etynu, NH_4^+, H_3O^+, SO_2 i SO_3)</p> <p>3.7. opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania (jonowe, kowalencyjne, wodorowe,</p>

		<p>metaliczne) na właściwości fizyczne substancji nieorganicznych i organicznych</p> <p>7.1. opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali i wyjaśnia je w oparciu o znajomość natury wiązania metalicznego</p>
30.	Wiązania wodorowe i siły van der Waalsa	<p>Uczeń:</p> <p>3.7. opisuje i przewiduje wpływ rodzaju wiązania (jonowe, kowalencyjne, wodorowe, metaliczne) na właściwości fizyczne substancji nieorganicznych i organicznych</p>
31.	Rodzaj wiązania chemicznego a właściwości substancji	
32.	Stan podstawowy i stan wzbudzony atomu	<p>Uczeń:</p> <p>3.5. rozpoznaje typ hybrydyzacji (sp, sp^2, sp^3) w prostych cząsteczkach związków nieorganicznych i organicznych</p>
33.	Typy hybrydyzacji a kształt orbitali zhybrydowanych	
34.	Hybrydyzacja sp^3 , sp^2 , sp oraz inne typy hybrydyzacji	
35.	Zależność między typem hybrydyzacji a kształtem cząsteczki	
36.	Wpływ wolnych par elektronowych na geometrię cząsteczki	
37. 38.	Podsumowanie wiadomości z działu „Wiązania chemiczne”	
39.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
40.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
41.	Równanie reakcji chemicznej i jego interpretacja	
42.	Budowa, nazewnictwo i sposoby otrzymywania tlenków	<p>Uczeń:</p> <p>8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. $CaCO_3$, i wodorotlenków, np. $Cu(OH)_2$)</p>
43.	Klasyfikacja tlenków ze względu na charakter chemiczny	<p>Uczeń:</p> <p>8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji</p> <p>8.10. klasyfikuje tlenki ze względu na charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, amfoteryczny i obojętny); planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku</p>

44.	Położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym a charakter chemiczny jego tlenków	Uczeń: 8.10. klasyfikuje tlenki ze względu na charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, amfoteryczny i obojętny); planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku
45.	Budowa, nazewnictwo i sposoby otrzymywania kwasów	Uczeń: 8.11. klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich skład (kwasy tlenowe i beztlenowe), moc i właściwości utleniające 5.11. projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające otrzymać różnymi metodami kwasy, wodorotlenki i sole
46.	Właściwości chemiczne kwasów i ich zastosowania	Uczeń: 8.11. klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich skład (kwasy tlenowe i beztlenowe), moc i właściwości utleniające 8.12. opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec metali, tlenków metali, wodorotlenków i soli kwasów o mniejszej mocy; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia (formułuje obserwacje i wnioski); ilustruje je równaniami reakcji 8.13. ilustruje, za pomocą odpowiednich równań reakcji, utleniające właściwości kwasów, np. stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V)
47.	Budowa, nazewnictwo i sposoby otrzymywania wodorotlenków	Uczeń: 5.11. projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające otrzymać różnymi metodami kwasy, wodorotlenki i sole
48.	Wodorotlenek a zasada	Uczeń: 7.3. analizuje i porównuje właściwości fizyczne i chemiczne metali grup 1. i 2.
49.	Właściwości chemiczne wodorotlenków amfoterycznych	Uczeń:
50.	Zastosowania wodorotlenków	5.8. uzasadnia (ilustrując równaniami reakcji) przyczynę kwasowego odczynu roztworów kwasowych, zasadowego odczynu wodnych roztworów niektórych wodorotlenków (zasad) oraz odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza) 7.4. opisuje właściwości fizyczne i chemiczne glinu; wyjaśnia, na czym polega pasywacja glinu i tłumaczy znaczenie tego zjawiska w zastosowaniu glinu w technice; planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać, że tlenek i wodorotlenek glinu wykazują charakter amfoteryczny

51.	Budowa i rodzaje soli	Uczeń: 5.11. projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające otrzymać różnymi metodami kwasy, wodorotlenki i sole 7.5. przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali z kwasami i roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali 7.6. projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik pozwoli porównać aktywność chemiczną metali, np. miedzi i cynku
52.	Nazewnictwo soli	
53.	Sposoby otrzymywania soli	
54.	Właściwości chemiczne soli	
55.	Zastosowanie soli w przemyśle i życiu codziennym	
56.	Wodorki, węgliki i azotki	Uczeń: 8.5. opisuje typowe właściwości chemiczne wodorków pierwiastków 17. grupy, w tym ich zachowanie wobec wody i zasad
57. 58.	Podsumowanie wiadomości z działu „Systematyka związków nieorganicznych”	
59.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
60.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
61.	Mol i masa molowa	Uczeń: 1.1. stosuje pojęcie mola (w oparciu o liczbę Avogadra) 1.2. odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków i na ich podstawie oblicza masę molową związków chemicznych (nieorganicznych i organicznych) o podanych wzorach (lub nazwach)
62.	Prawo Avogadra – objętość molowa gazów	Uczeń: 1.6. wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów i równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych
63.	Gazy doskonałe i rzeczywiste	Zagadnienia wykraczające poza wymagania podstawy programowej
64.	Ilościowa interpretacja równań reakcji chemicznych	Uczeń: 1.5. dokonuje interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji w ujęciu molowym, masowym i objętościowym (dla gazów)
65.	Obliczenia stechiometryczne	Uczeń: 1.6. wykonuje obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji i mola dotyczące: mas substratów i produktów (stechiometria wzorów

		i równań chemicznych), objętości gazów w warunkach normalnych
66.	Wzór elementarny (empiryczny) a wzór rzeczywisty związku chemicznego	Uczeń: 1.4. ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego (nieorganicznego i organicznego) na podstawie jego składu wyrażonego w % masowych i masy molowej
67. 68.	Podsumowanie wiadomości z działu „Stechiometria”	
69.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
70.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
71.	Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych	Uczeń: 6.1. wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stopień utlenienia, utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja 6.2. oblicza stopnie utlenienia pierwiastków w jonie i cząsteczce związku nieorganicznego i organicznego
72.	Reakcja utleniania-redukcji	Uczeń: 6.3. wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji redoks 6.4. przewiduje typowe stopnie utlenienia pierwiastków na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów
73.	Interpretacja elektronowa reakcji redoks	Uczeń: 6.5. stosuje zasady bilansu elektronowego – dobiera współczynniki stechiometryczne w równaniach reakcji utleniania-redukcji (w formie cząsteczkowej i jonowej)
74.	Ustalanie współczynników stechiometrycznych w równaniach reakcji redoks metodą bilansu elektronowego	
75.	Szereg aktywności metali	Uczeń: 7.5. przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali z kwasami i roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali 8.13. ilustruje, za pomocą odpowiednich równań reakcji, utleniające właściwości kwasów, np. stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V)
76.	Rola i zastosowania reakcji redoks	Uczeń: 6.3. wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji w podanej reakcji redoks
77.	Ogniwo galwaniczne i zasada jego działania	Zagadnienia wykraczające poza wymagania podstawy programowej

78.	Siła elektromotoryczna ogniwa	
79.	Na czym polega proces elektrolizy?	
80.	Elektroliza wodnych roztworów elektrolitów i elektrolitów stopionych	
81. 82.	Podsumowanie wiadomości z działu „Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia”	
83.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
84.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
85.	Roztwory, jako mieszaniny jednorodne substancji	Uczeń: 5.1. wymienia różnice we właściwościach roztworów właściwych, koloidów i zawiesin 5.4. opisuje sposoby rozdzielania roztworów właściwych (ciał stałych w cieczach, cieczy w cieczach) na składniki 5.5. planuje doświadczenie pozwalające rozdzielić mieszaninę niejednorodną (ciał stałych w cieczach) na składniki
86.	Co to są zole?	Uczeń:
87.	Właściwości zoli	5.1. wymienia różnice we właściwościach roztworów właściwych, koloidów i zawiesin
88.	Rozpuszczalność substancji	Uczeń:
89.	Roztwory nasycone i nienasycone	5.2. wykonuje obliczenia związane z przygotowaniem, rozcieńczaniem i zateżaniem roztworów
90.	Stężenie procentowe roztworu	z zastosowaniem pojęć stężenie procentowe i molowe
91.	Rozwiązywanie zadań dotyczących stężenia procentowego roztworów	
92.	Stężenie molowe roztworu – przeliczanie stężeń	
93.	Sporządzanie roztworów o określonym stężeniu procentowym lub molowym	Uczeń: 5.3. planuje doświadczenie pozwalające otrzymać roztwór o zadanym stężeniu procentowym i molowym
94.	Podsumowanie wiadomości z działu „Roztwory”	
95.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
96.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
97.	Energia wewnętrzna układu. Entalpia	Uczeń:
98.	Reakcje endotermiczne i egzotermiczne	4.3. stosuje pojęcia: egzoenergetyczny, endoenergetyczny, energia aktywacji do opisu efektów energetycznych przemian 4.4. interpretuje zapis $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$ do określania efektu energetycznego reakcji

99.	Równania termochemiczne	Zagadnienia wykraczające poza wymagania podstawy programowej
100.	Szybkość reakcji chemicznej. Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej	Uczeń: 4.1. definiuje termin: szybkość reakcji (jako zmiana stężenia reagenta w czasie) 4.2. szkicuje wykres zmian stężeń reagentów i szybkości reakcji w funkcji czasu 4.3. stosuje pojęcia: egzoenergetyczny, endoenergetyczny, energia aktywacji do opisu efektów energetycznych przemian 4.5. przewiduje wpływ: stężenia substratów, obecności katalizatora, stopnia rozdrobnienia substratów i temperatury na szybkości reakcji; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia
101.	Ogólne równanie kinetyczne reakcji chemicznej	Zagadnienia wykraczające poza wymagania podstawy programowej
102.	Katalizatory i ich wpływ na szybkość reakcji chemicznej	4.5. przewiduje wpływ: stężenia substratów, obecności katalizatora, stopnia rozdrobnienia substratów i temperatury na szybkości reakcji; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia
103. 104.	Podsumowanie wiadomości z działu „Kinetyka chemiczna”	
105.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
106.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
107.	Reakcje odwracalne i nieodwracalne	Uczeń: 4.6. wykazuje się znajomością i rozumieniem pojęć: stan równowagi dynamicznej i stała równowagi; zapisuje wyrażenie na stałą równowagi podanej reakcji
108.	Prawo działania mas	
109.	Reguła przekory Le Chateliera-Brauna	Uczeń: 4.7. stosuje regułę przekory do jakościowego określenia wpływu zmian temperatury, stężenia reagentów i ciśnienia na układ pozostający w stanie równowagi dynamicznej
110.	Obliczenia dotyczące stanu równowagi chemicznej z zastosowaniem reguły przekory	
111.	Dysocjacja elektrolityczna – elektrolity i nieelektrolity	Uczeń: 5.6. stosuje termin stopień dysocjacji dla ilościowego opisu zjawiska dysocjacji elektrolitycznej
112.	Równania reakcji dysocjacji kwasów, zasad i soli	
113.	Kwasy i zasady według Arrheniusa, Brønsteda–Lowry'ego i Lewisa	Uczeń: 4.7. klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego
114.	Stała dysocjacji elektrolitycznej	Uczeń: 4.8. klasyfikuje substancje do kwasów lub zasad zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego 4.9. interpretuje wartości stałej dysocjacji, pH, pK _w

		4.10. porównuje moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji
115.	Stopień dysocjacji elektrolitycznej	Uczeń: 5.6. stosuje termin stopień dysocjacji dla ilościowego opisu zjawiska dysocjacji elektrolitycznej
116.	Odczyn roztworów, pojęcie pH	4.9. interpretuje wartości stałej dysocjacji, pH, pK _w
117.	Analiza skali pH	Uczeń: 5.9. podaje przykłady wskaźników pH (fenoloftaleina, oranż metylowy, wskaźnik uniwersalny) i omawia ich zastosowanie; bada odczyn roztworu
118.	Na czym polega reakcja zobojętniania?	Uczeń: 5.10. pisze równania reakcji: zobojętniania, wytrącania osadów i hydrolizy soli w formie w formie cząsteczkowej i jonowej (pełnej i skróconej)
119.	Zapis cząsteczkowy, jonowy i skrócony jonowy reakcji zobojętnienia	
120.	Na czym polega reakcja strącania osadu?	
121.	Zapis cząsteczkowy, jonowy i skrócony jonowy reakcji strącania osadów	
122.	Na czym polega reakcja hydrolizy soli?	
123.	Odczyn wodnych roztworów soli a rodzaje reakcji hydrolizy	Uczeń: 5.8. uzasadnia (ilustrując równaniami reakcji) przyczynę kwasowego odczynu roztworów kwasowych, zasadowego odczynu wodnych roztworów niektórych wodorotlenków (zasad) oraz odczynu niektórych roztworów soli (hydroliza) 5.10. pisze równania reakcji: zobojętniania, wytrącania osadów i hydrolizy soli w formie w formie cząsteczkowej i jonowej (pełnej i skróconej)
124. 125. 126.	Podsumowanie wiadomości z działu „Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów”	
127.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
128.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
129.	Wodór i hel jako pierwiastki chemiczne bloku s	Uczeń: 2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: s, p i d układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych) 8.3. planuje i opisuje doświadczenia, w wyniku których można otrzymać wodór (reakcja aktywnych metali z wodą i/lub niektórych metali z niektórymi kwasami)
130. 131.	Pierwiastki chemiczne należące do litowców oraz ich związki chemiczne	Uczeń: 2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: s, p i d układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych)
132.	Pierwiastki chemiczne należące do berylowców oraz ich związki	

133.	chemiczne	<p>7.1. opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali i wyjaśnia je w oparciu o znajomość natury wiązania metalicznego</p> <p>7.2. pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec: tlenu (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu), wody (Na, K, Mg, Ca), kwasów nieutleniających (Na, K, Ca, Mg, Al., Zn, Fe, Mn, Cr), rozcieńczonych i stężonych roztworów kwasów utleniających (Mg, Zn, Al, Cu, Ag, Fe)</p> <p>8.2. pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetalu, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu) i z niemetalami (C, S, H₂, P), wodoru z niemetalami (Cl₂, Br₂, O₂, N₂, S), chloru, bromu i siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu)</p> <p>8.3. planuje i opisuje doświadczenia, w wyniku których można otrzymać wodór (reakcja aktywnych metali z wodą i/lub niektórych metali z niektórymi kwasami)</p> <p>8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. CaCO₃, i wodorotlenków, np. Cu(OH)₂)</p> <p>8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji</p>
134.	Blok s – podsumowanie	<p>Uczeń:</p> <p>2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: <i>s</i>, <i>p</i> i <i>d</i> układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych)</p> <p>7.2. pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec: tlenu (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu), wody (Na, K, Mg, Ca), kwasów nieutleniających (Na, K, Ca, Mg, Al., Zn, Fe, Mn, Cr), rozcieńczonych i stężonych roztworów kwasów utleniających (Mg, Zn, Al, Cu, Ag, Fe)</p> <p>7.3. analizuje i porównuje właściwości fizyczne i chemiczne metali grup 1. i 2.</p> <p>8.2. pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetalu, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu) i z niemetalami (C, S, H₂, P), wodoru z niemetalami (Cl₂, Br₂, O₂, N₂, S), chloru, bromu i siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu)</p> <p>8.3. planuje i opisuje doświadczenia, w wyniku których można otrzymać wodór (reakcja aktywnych metali z wodą i/lub niektórych metali z niektórymi kwasami)</p> <p>8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. CaCO₃, i wodorotlenków, np. Cu(OH)₂)</p> <p>8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie</p>

		równania reakcji
135. 136.	Pierwiastki chemiczne należące do borowców oraz ich związki chemiczne	<p>Uczeń:</p> <p>2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: <i>s</i>, <i>p</i> i <i>d</i> układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych)</p> <p>7.2. pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec: tlenu (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu), wody (Na, K, Mg, Ca), kwasów nieutleniających (Na, K, Ca, Mg, Al., Zn, Fe, Mn, Cr), rozcieńczonych i stężonych roztworów kwasów utleniających (Mg, Zn, Al, Cu, Ag, Fe)</p> <p>7.4. opisuje właściwości fizyczne i chemiczne glinu; wyjaśnia, na czym polega pasywacja glinu i tłumaczy znaczenie tego zjawiska w zastosowaniu glinu w technice; planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać, że tlenek i wodorotlenek glinu wykazuje charakter amfoteryczny</p> <p>8.2. pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetalu, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu) i z niemetalami (C, S, H₂, P), wodoru z niemetalami (Cl₂, Br₂, O₂, N₂, S), chloru, bromu i siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu)</p> <p>8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. CaCO₃, i wodorotlenków, np. Cu(OH)₂)</p> <p>8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji</p>
137. 138.	Pierwiastki chemiczne należące do węglowców oraz ich związki chemiczne	<p>Uczeń:</p> <p>2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: <i>s</i>, <i>p</i> i <i>d</i> układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych)</p> <p>8.1. opisuje podobieństwa we właściwościach pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach – wskazuje położenie niemetalu</p> <p>8.2. pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetalu, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu) i z niemetalami (C, S, H₂, P), wodoru z niemetalami (Cl₂, Br₂, O₂, N₂, S), chloru, bromu i siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu)</p> <p>8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. CaCO₃, i wodorotlenków, np. Cu(OH)₂)</p> <p>8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji</p>
139.	Pierwiastki chemiczne należące do azotowców oraz ich związki	Uczeń:

140.	chemiczne	<p>2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: <i>s</i>, <i>p</i> i <i>d</i> układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych)</p> <p>8.1. opisuje podobieństwa we właściwościach pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach – wskazuje położenie niemetalu</p> <p>8.2. pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetalu, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu) i z niemetalami (C, S, H₂, P), wodoru z niemetalami (Cl₂, Br₂, O₂, N₂, S), chloru, bromu i siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu)</p> <p>8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. CaCO₃, i wodorotlenków, np. Cu(OH)₂)</p> <p>8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji</p> <p>8.11. klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich skład (kwasy tlenowe i beztlenowe), moc i właściwości utleniające</p> <p>8.12. opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec metali, tlenków metali, wodorotlenków i soli kwasów o mniejszej mocy; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia (formułuje obserwacje i wnioski); ilustruje je równaniami reakcji</p> <p>8.13. ilustruje, za pomocą odpowiednich równań reakcji, utleniające właściwości kwasów, np. stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V)</p>
141.	Tlen jako przedstawiciel tlenowców	<p>Uczeń:</p> <p>2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: <i>s</i>, <i>p</i> i <i>d</i> układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych)</p> <p>8.1. opisuje podobieństwa we właściwościach pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach – wskazuje położenie niemetalu</p> <p>8.2. pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetalu, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu) i z niemetalami (C, S, H₂, P), wodoru z niemetalami (Cl₂, Br₂, O₂, N₂, S), chloru, bromu i siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu)</p> <p>8.7. projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające otrzymać tlen w laboratorium (np. reakcja rozkładu H₂O₂ lub KMnO₄); zapisuje odpowiednie równania reakcji</p> <p>8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. CaCO₃, i wodorotlenków, np. Cu(OH)₂)</p> <p>8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji</p>

		8.10. klasyfikuje tlenki ze względu na charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, amfoteryczny i obojętny); planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku
142. 143.	Siarka i jej związki chemiczne	Uczeń: 8.1. opisuje podobieństwa we właściwościach pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach – wskazuje położenie niemetalu
144.	Tlenowce jako pierwiastki chemiczne bloku <i>p</i>	8.2. pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetalu, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu) i z niemetalami (C, S, H ₂ , P), wodoru z niemetalami (Cl ₂ , Br ₂ , O ₂ , N ₂ , S), chloru, bromu i siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu) 8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. CaCO ₃ , i wodorotlenków, np. Cu(OH) ₂) 8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji 8.11. klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich skład (kwasy tlenowe i beztlenowe), moc i właściwości utleniające 8.12. opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec metali, tlenków metali, wodorotlenków i soli kwasów o mniejszej mocy; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia (formułuje obserwacje i wnioski); ilustruje je równaniami reakcji
145. 146.	Pierwiastki chemiczne należące do grupy fluorowców i ich związki chemiczne	Uczeń: 2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: <i>s</i> , <i>p</i> i <i>d</i> układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych) 8.1. opisuje podobieństwa we właściwościach pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach – wskazuje położenie niemetalu 8.2. pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetalu, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu) i z niemetalami (C, S, H ₂ , P), wodoru z niemetalami (Cl ₂ , Br ₂ , O ₂ , N ₂ , S), chloru, bromu i siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu) 8.4. planuje i opisuje doświadczenie, którego przebieg wykaże, np. brom jest pierwiastkiem bardziej aktywnym niż jod, a mniej aktywnym niż chlor 8.5. opisuje typowe właściwości chemiczne wodorków pierwiastków 17. grupy, w tym ich zachowanie wobec wody i zasad 8.6. przedstawia i uzasadnia zmiany mocy kwasów fluorowcowodorowych 8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych

		<p>od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. CaCO_3, i wodorotlenków, np. $\text{Cu}(\text{OH})_2$)</p> <p>8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji</p> <p>8.11. klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich skład (kwasy tlenowe i beztlenowe), moc i właściwości utleniające</p> <p>8.12. opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec metali, tlenków metali, wodorotlenków i soli kwasów o mniejszej mocy; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia (formułuje obserwacje i wnioski); ilustruje je równaniami reakcji</p>
147.	Helowce jako pierwiastki chemiczne bloku <i>p</i>	<p>Uczeń:</p> <p>2.5. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: <i>s</i>, <i>p</i> i <i>d</i> układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych)</p>
148. 149.	Blok <i>p</i> –podsumowanie	<p>Uczeń:</p> <p>2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: <i>s</i>, <i>p</i> i <i>d</i> układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych)</p> <p>8.1. opisuje podobieństwa we właściwościach pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach – wskazuje położenie niemetalu</p> <p>8.2. pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetalu, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu) i z niemetalami (C, S, H₂, P), wodoru z niemetalami (Cl₂, Br₂, O₂, N₂, S), chloru, bromu i siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu)</p> <p>8.3. planuje i opisuje doświadczenia, w wyniku których można otrzymać wodór (reakcja aktywnych metali z wodą i/lub niektórych metali z niektórymi kwasami)</p> <p>8.4. planuje i opisuje doświadczenie, którego przebieg wykaże, np. brom jest pierwiastkiem bardziej aktywnym niż jod, a mniej aktywnym niż chlor</p> <p>8.5. opisuje typowe właściwości chemiczne wodorotlenków pierwiastków 17. grupy, w tym ich zachowanie wobec wody i zasad</p> <p>8.6. przedstawia i uzasadnia zmiany mocy kwasów fluorowodorowych</p> <p>8.7. projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające otrzymać tlen w laboratorium (np. reakcja rozkładu H₂O₂ lub KMnO₄); zapisuje odpowiednie równania reakcji</p> <p>8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. CaCO_3, i wodorotlenków, np. $\text{Cu}(\text{OH})_2$)</p> <p>8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie</p>

		<p>równania reakcji</p> <p>8.10. klasyfikuje tlenki ze względu na charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, amfoteryczny i obojętny); planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku</p> <p>8.11. klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich skład (kwasy tlenowe i beztlenowe), moc i właściwości utleniające</p> <p>8.12. opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec metali, tlenków metali, wodorotlenków i soli kwasów o mniejszej mocy; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia (formułuje obserwacje i wnioski); ilustruje je równaniami reakcji</p> <p>8.13. ilustruje, za pomocą odpowiednich równań reakcji, utleniające właściwości kwasów, np. stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V)</p>
150.	Budowa atomu, konfiguracja elektronowa i stopnie utlenienia chromu	<p>Uczeń:</p> <p>2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: <i>s</i>, <i>p</i> i <i>d</i> układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych)</p> <p>7.1. opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali i wyjaśnia je w oparciu o znajomość natury wiązania metalicznego</p>
151. 152.	Związki chromu i ich właściwości	<p>Uczeń:</p> <p>7.2. pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec: tlenu (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu), wody (Na, K, Mg, Ca), kwasów nieutleniających (Na, K, Ca, Mg, Al., Zn, Fe, Mn, Cr), rozcieńczonych i stężonych roztworów kwasów utleniających (Mg, Zn, Al, Cu, Ag, Fe)</p> <p>7.7. przewiduje produkty reakcji związków manganu(VII) w zależności od środowiska, a także dichromianu(VI) potasu w środowisku kwasowym; bilansuje odpowiednie równania reakcji</p> <p>8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. CaCO_3, i wodorotlenków, np. $\text{Cu}(\text{OH})_2$)</p> <p>8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji</p> <p>8.10. klasyfikuje tlenki ze względu na charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, amfoteryczny i obojętny); planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku</p> <p>8.11. klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich skład (kwasy tlenowe i beztlenowe), moc i właściwości utleniające</p>

		8.13. ilustruje, za pomocą odpowiednich równań reakcji, utleniające właściwości kwasów, np. stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V)
153.	Budowa atomu, konfiguracja elektronowa i stopnie utlenienia manganu	Uczeń: 2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: <i>s</i> , <i>p</i> i <i>d</i> układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych) 7.1. opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali i wyjaśnia je w oparciu o znajomość natury wiązania metalicznego
154.	Związki manganu i ich właściwości	Uczeń: 7.2. pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec: tlenu (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu), wody (Na, K, Mg, Ca), kwasów nieutleniających (Na, K, Ca, Mg, Al., Zn, Fe, Mn, Cr), rozcieńczonych i stężonych roztworów kwasów utleniających (Mg, Zn, Al, Cu, Ag, Fe) 7.7. przewiduje produkty reakcji związków manganu(VII) w zależności od środowiska, a także dichromianu(VI) potasu w środowisku kwasowym; bilansuje odpowiednie równania reakcji 8.7. projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające otrzymać tlen w laboratorium (np. reakcja rozkładu H ₂ O ₂ lub KMnO ₄); zapisuje odpowiednie równania reakcji 8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. CaCO ₃ , i wodorotlenków, np. Cu(OH) ₂) 8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji 8.10. klasyfikuje tlenki ze względu na charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, amfoteryczny i obojętny); planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku 8.11. klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich skład (kwasy tlenowe i beztlenowe), moc i właściwości utleniające 8.13. ilustruje, za pomocą odpowiednich równań reakcji, utleniające właściwości kwasów, np. stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V)
155.	Budowa atomu, konfiguracja elektronowa i stopnie utlenienia żelaza	Uczeń: 2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: <i>s</i> , <i>p</i> i <i>d</i> układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych) 7.1. opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali i wyjaśnia je w oparciu o znajomość natury wiązania metalicznego

156.	Związki żelaza i ich właściwości	<p>Uczeń:</p> <p>7.2. pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec: tlenu (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu), wody (Na, K, Mg, Ca), kwasów nieutleniających (Na, K, Ca, Mg, Al., Zn, Fe, Mn, Cr), rozcieńczonych i stężonych roztworów kwasów utleniających (Mg, Zn, Al, Cu, Ag, Fe)</p> <p>8.2. pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetalu, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu) i z niemetalami (C, S, H₂, P), wodoru z niemetalami (Cl₂, Br₂, O₂, N₂, S), chloru, bromu i siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu)</p> <p>8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. CaCO₃, i wodorotlenków, np. Cu(OH)₂)</p> <p>8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji</p>
157.	Miedź i jej związki chemiczne	<p>Uczeń:</p> <p>2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: <i>s</i>, <i>p</i> i <i>d</i> układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych)</p> <p>7.1. opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali i wyjaśnia je w oparciu o znajomość natury wiązania metalicznego</p> <p>7.2. pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec: tlenu (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu), wody (Na, K, Mg, Ca), kwasów nieutleniających (Na, K, Ca, Mg, Al., Zn, Fe, Mn, Cr), rozcieńczonych i stężonych roztworów kwasów utleniających (Mg, Zn, Al, Cu, Ag, Fe)</p> <p>8.2. pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetalu, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu) i z niemetalami (C, S, H₂, P), wodoru z niemetalami (Cl₂, Br₂, O₂, N₂, S), chloru, bromu i siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu)</p> <p>8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. CaCO₃, i wodorotlenków, np. Cu(OH)₂)</p> <p>8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji</p> <p>8.10. klasyfikuje tlenki ze względu na charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, amfoteryczny i obojętny); planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku</p> <p>8.13. ilustruje, za pomocą odpowiednich równań reakcji, utleniające właściwości kwasów,</p>

		np. stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V)
158.	Blok <i>d</i> – podsumowanie	Uczeń: 2.4. określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: <i>s</i> , <i>p</i> i <i>d</i> układu okresowego (konfiguracje elektronów walencyjnych) 7.1. opisuje podstawowe właściwości fizyczne metali i wyjaśnia je w oparciu o znajomość natury wiązania metalicznego 7.2. pisze równania reakcji ilustrujące typowe właściwości chemiczne metali wobec: tlenu (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu), wody (Na, K, Mg, Ca), kwasów nieutleniających (Na, K, Ca, Mg, Al., Zn, Fe, Mn, Cr), rozcieńczonych i stężonych roztworów kwasów utleniających (Mg, Zn, Al, Cu, Ag, Fe) 7.5. przewiduje kierunek przebiegu reakcji metali z kwasami i z roztworami soli, na podstawie danych zawartych w szeregu napięciowym metali 7.7. przewiduje produkty reakcji związków manganu(VII) w zależności od środowiska, a także dichromianu(VI) potasu w środowisku kwasowym; bilansuje odpowiednie równania reakcji 8.2. pisze równania reakcji ilustrujących typowe właściwości chemiczne niemetalu, w tym reakcje: tlenu z metalami (Na, Mg, Ca, Al., Zn, Fe, Cu) i z niemetalami (C, S, H ₂ , P), wodoru z niemetalami (Cl ₂ , Br ₂ , O ₂ , N ₂ , S), chloru, bromu i siarki z metalami (Na, K, Mg, Ca, Fe, Cu) 8.8. zapisuje równania reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30 (synteza pierwiastków z tlenem, rozkład soli, np. CaCO ₃ , i wodorotlenków, np. Cu(OH) ₂) 8.9. opisuje typowe właściwości chemiczne tlenków pierwiastków o liczbach atomowych od 1 do 30, w tym zachowanie wobec wody, kwasów i zasad; zapisuje odpowiednie równania reakcji 8.10. klasyfikuje tlenki ze względu na charakter chemiczny (kwasowy, zasadowy, amfoteryczny i obojętny); planuje i wykonuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli wykazać charakter chemiczny tlenku 8.11. klasyfikuje poznane kwasy ze względu na ich skład (kwasy tlenowe i beztlenowe), moc i właściwości utleniające 8.12. opisuje typowe właściwości chemiczne kwasów, w tym zachowanie wobec metali, tlenków metali, wodorotlenków i soli kwasów o mniejszej mocy; planuje i przeprowadza odpowiednie doświadczenia (formułuje obserwacje i wnioski); ilustruje je równaniami reakcji 8.13. ilustruje, za pomocą odpowiednich równań reakcji, utleniające właściwości kwasów, np. stężonego i rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V)

159.	Pierwiastki chemiczne bloku <i>f</i>	Zagadnienia wykraczające poza wymagania podstawy programowej
160. 161. 162.	Podsumowanie wiadomości z działu „Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych”	
163.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
164.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	

Nr lekcji	Temat lekcji	Wymagania szczegółowe podstawy programowej
1.	Związki chemiczne węgla. Skład pierwiastkowy związków organicznych	Uczeń: 9.1. podaje założenia teorii strukturalnej budowy związków organicznych
2.	Sposoby rozdzielania mieszanin i oczyszczania związków chemicznych	Zagadnienie wykraczające poza wymagania podstawy programowej
3.	Metan jako przedstawiciel węglowodorów nasyconych (alkanów)	Uczeń: 9.7. opisuje właściwości chemiczne alkanów na przykładzie następujących reakcji: spalanie, podstawianie (substytucja) atomu (lub atomów) wodoru przez atom (lub atomy) chloru albo bromu przy udziale światła (pisze odpowiednie równania reakcji)
4.	Szereg homologiczny alkanów	Uczeń: 9.2. rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne węglowodorów; podaje nazwę węglowodoru (alkanu, alkenu i alkinu – do 10 atomów węgla w cząsteczce) zapisanego wzorem strukturalnym lub półstrukturalnym 9.4. posługuje się poprawną nomenklaturą węglowodorów (nasycone, nienasycone i aromatyczne) i ich fluorowcopochodnych; wykazuje się rozumieniem pojęć: szereg homologiczny, wzór ogólny, izomeria 9.6. określa tendencje zmian właściwości fizycznych (stanu skupienia, temperatury topnienia itp.) w szeregach homologicznych alkanów, alkenów i alkinów 9.11. wyjaśnia na prostych przykładach mechanizmy reakcji substytucji, addycji, eliminacji; zapisuje odpowiednie równania reakcji
5.	Właściwości alkanów	Uczeń: 9.7. opisuje właściwości chemiczne alkanów na przykładzie następujących reakcji: spalanie, podstawianie (substytucja) atomu (lub atomów) wodoru przez atom (lub atomy) chloru albo bromu przy udziale światła (pisze odpowiednie równania reakcji)

6.	Izomeria konstytucyjna i nazewnictwo alkanów	<p>Uczeń:</p> <p>9.3. ustala rzędowość atomów węgla w cząsteczce węglowodoru</p> <p>9.5. rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów konstytucyjnych, położenia podstawnika, izomerów optycznych węglowodorów i ich prostych fluorowcopochodnych o podanym wzorze sumarycznym; wśród podanych wzorów węglowodorów i ich pochodnych wskazuje izomery konstytucyjne; wyjaśnia zjawisko izomerii cis-trans; uzasadnia warunki wystąpienia izomerii cis-trans w cząsteczce związku o podanej nazwie lub o podanym wzorze strukturalnym (lub półstrukturalnym)</p>
7.	Zastosowania i występowanie alkanów	
8.	Cykloalkany	Zagadnienia wykraczające poza wymagania podstawy programowej
9.	Eten jako przedstawiciel alkenów	<p>Uczeń:</p> <p>9.8. opisuje właściwości chemiczne alkenów, na przykładzie następujących reakcji: przyłączenie (addycja): H_2, Cl_2 i Br_2, HCl i HBr, H_2O; przewiduje produkty reakcji przyłączenia cząsteczek niesymetrycznych do niesymetrycznych alkenów na podstawie reguły Markownikowa (produkty główne i uboczne); zachowanie wobec zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu, polimeryzacja; pisze odpowiednie równania reakcji</p> <p>9.9. planuje ciąg przemian pozwalających otrzymać np. eten z etanu (z udziałem fluorowcopochodnych węglowodorów); ilustruje je równaniami reakcji</p>
10.	Reakcje utleniania-redukcji z udziałem związków organicznych	
11.	Szereg homologiczny i nazewnictwo alkenów	
12.	Otrzymywanie i właściwości alkenów	<p>Uczeń:</p> <p>9.8. opisuje właściwości chemiczne alkenów, na przykładzie następujących reakcji: przyłączenie (addycja): H_2, Cl_2 i Br_2, HCl i HBr, H_2O; przewiduje produkty reakcji przyłączenia cząsteczek niesymetrycznych do niesymetrycznych alkenów na podstawie reguły Markownikowa (produkty główne i uboczne); zachowanie wobec zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu, polimeryzacja; pisze odpowiednie równania reakcji</p>
13.	Polimeryzacja alkenów	<p>Uczeń:</p> <p>9.12. ustala wzór monomeru, z jakiego został otrzymany polimer o podanej strukturze</p>
14.	Zastosowania i występowanie alkenów	
15.	Etyn jako przedstawiciel alkinów	<p>Uczeń:</p> <p>9.10. opisuje właściwości chemiczne alkinów, na przykładzie etynu: przyłączenie: H_2, Cl_2 i Br_2, HCl i HBr, H_2O, trimeryzacja; pisze odpowiednie równania reakcji</p>
16.	Szereg homologiczny i nazewnictwo alkinów	<p>Uczeń:</p> <p>9.6. określa tendencje zmian właściwości fizycznych (stanu skupienia, temperatury topnienia itp.) w szeregach homologicznych alkanów, alkenów i alkinów</p>

17.	Zastosowania i występowanie alkinów	
18.	Porównanie budowy cząsteczek oraz właściwości alkanów, alkenów i alkinów	
19.	Charakterystyka węglowodorów aromatycznych na przykładzie benzenu	Uczeń: 9.14. opisuje budowę cząsteczki benzenu, z uwzględnieniem delokalizacji elektronów; tłumaczy, dlaczego benzen, w przeciwieństwie do alkenów, nie odbarwia wody bromowej ani zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu
20.	Otrzymywanie i właściwości chemiczne benzenu	Uczeń: 9.13. planuje ciąg przemian pozwalających otrzymać np. benzen z węgla i dowolnych odczynników nieorganicznych; ilustruje je równaniami reakcji 9.15. opisuje właściwości węglowodorów aromatycznych, na przykładzie reakcji benzenu i toluenu: spalanie, reakcje z Cl ₂ lub Br ₂ wobec katalizatora lub w obecności światła, nitrowanie; pisze odpowiednie równania reakcji
21.	Zastosowania i występowanie benzenu	
22.	Szereg homologiczny benzenu	
23.	Właściwości metylobenzenu (toluenu)	Uczeń: 9.15. opisuje właściwości węglowodorów aromatycznych, na przykładzie reakcji benzenu i toluenu: spalanie, reakcje z Cl ₂ lub Br ₂ wobec katalizatora lub w obecności światła, nitrowanie; pisze odpowiednie równania reakcji
24.	Podstawniki I i II rodzaju – wpływ kierujący podstawników	
25.	Naftalen jako przedstawiciel arenów wielopierścieniowych	
26.	Inne przykłady arenów wielopierścieniowych	Uczeń: 9.16. projektuje doświadczenia dowodzące różnice we właściwościach węglowodorów nasyconych, nienasyconych i aromatycznych; przewiduje obserwacje, formułuje wnioski i ilustruje je równaniami reakcji
27.	Rodzaje izomerii konstytucyjnej	Uczeń: 9.5. rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów konstytucyjnych, położenia podstawnika, izomerów optycznych węglowodorów i ich prostych fluorowcopochodnych o podanym wzorze sumarycznym; wśród podanych wzorów węglowodorów i ich pochodnych wskazuje izomery konstytucyjne; wyjaśnia zjawisko izomerii cis-trans; uzasadnia warunki wystąpienia izomerii cis-trans w cząsteczce związku o podanej nazwie lub o podanym wzorze strukturalnym (lub półstrukturalnym)
28.	Izomeria <i>cis-trans</i> jako przykład stereoizomerii	Uczeń: 9.5. rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów konstytucyjnych, położenia podstawnika, izomerów optycznych węglowodorów i ich prostych fluorowcopochodnych o podanym wzorze sumarycznym; wśród podanych wzorów węglowodorów i ich pochodnych wskazuje izomery konstytucyjne; wyjaśnia zjawisko izomerii cis-trans; uzasadnia warunki wystąpienia izomerii cis-trans w

		cząsteczce związku o podanej nazwie lub o podanym wzorze strukturalnym (lub półstrukturalnym)
29. 30.	Podsumowanie wiadomości z działu „Węglowodory”	
31.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
32.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
33.	Otrzymywanie, właściwości i zastosowanie fluorowcopochodnych węglowodorów	Uczeń: 9.9. planuje ciąg przemian pozwalających otrzymać np. eten z etanu (z udziałem fluorowcopochodnych węglowodorów); ilustruje je równaniami reakcji 13.10. zapisuje ciągi przemian (i odpowiednie równania reakcji) wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych
34.	Fluorowcopochodne węglowodorów aromatycznych	
35.	Budowa cząsteczek, nazewnictwo i otrzymywanie alkoholi monohydroksylowych	Uczeń: 10.1. zalicza substancję do alkoholi lub fenoli (na podstawie budowy jej cząsteczki); wskazuje wzory alkoholi pierwszo-, drugo- i trzeciorzędowych 10.2. rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów alkoholi mono- i polihydroksylowych o podanym wzorze sumarycznym (izomerów szkieletowych, położenia podstawnika); podaje ich nazwy systematyczne
36.	Właściwości alkoholi monohydroksylowych na przykładzie etanolu	Uczeń: 10.3. opisuje właściwości chemiczne alkoholi, na przykładzie etanolu i innych prostych alkoholi w oparciu o reakcje: spalania wobec różnej ilości tlenu, reakcje z HCl i HBr, zachowanie wobec sodu, utlenienie do związków karbonylowych i ewentualnie do kwasów karboksylowych, odwodnienie do alkenów, reakcję z nieorganicznymi kwasami tlenowymi i kwasami karboksylowymi; zapisuje odpowiednie równania reakcji 10.5. opisuje działanie: CuO lub $K_2Cr_2O_7/H_2SO_4$ na alkohole pierwszo-, drugorzędowe 10.6. dobiera współczynniki reakcji roztworu manganianu(VII) potasu (w środowisku kwasowym) z etanolem 13.10. zapisuje ciągi przemian (i odpowiednie równania reakcji) wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych
37.	Zastosowania i występowanie alkoholi monohydroksylowych	
38.	Budowa cząsteczek, nazewnictwo i otrzymywanie alkoholi polihydroksylowych	Uczeń: 9.4. posługuje się poprawną nomenklaturą węglowodorów (nasycone, nienasycone i aromatyczne) i ich fluorowcopochodnych; wykazuje się rozumieniem pojęć: szereg homologiczny, wzór ogólny, izomeria
39.	Właściwości alkoholi polihydroksylowych na przykładzie glicerolu	Uczeń: 10.4. porównuje właściwości fizyczne i chemiczne: etanolu, glikolu etylenowego i glicerolu; projektuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli odróżnić alkohol monohydroksylowy od polihydroksylowego; na podstawie obserwacji wyników

		doświadczenia klasyfikuje alkohol do mono- lub polihydroksylowych 13.10. zapisuje ciągi przemian (i odpowiednie równania reakcji) wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych
40.	Charakterystyka fenoli	Uczeń: 9.7. opisuje właściwości chemiczne alkanów, na przykładzie następujących reakcji: spalanie, podstawianie (substytucja) atomu (lub atomów) wodoru przez atom (lub atomy) chloru albo bromu przy udziale światła (pisze odpowiednie równania reakcji)
41.	Właściwości fenoli na przykładzie benzenolu	Uczeń: 10.7. opisuje reakcję benzenolu z: sodem i z wodorotlenkiem sodu; bromem, kwasem azotowym(V); zapisuje odpowiednie równania reakcji
42.	Porównanie alkoholi i fenoli	Uczeń: 10.8. na podstawie obserwacji wyników doświadczenia (np. z NaOH) formułuje wniosek o sposobie odróżniania fenolu od alkoholu 10.9. opisuje różnice we właściwościach chemicznych alkoholi i fenoli; ilustruje je odpowiednimi równaniami reakcji
43.	Budowa cząsteczek i nazewnictwo aldehydów	Uczeń: 11.2. rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerycznych aldehydów i ketonów o podanym wzorze sumarycznym; tworzy nazwy systematyczne prostych aldehydów i ketonów
44. 45.	Otrzymywanie i właściwości aldehydów	Uczeń: 10.5. opisuje działanie: CuO lub $K_2Cr_2O_7/H_2SO_4$ na alkohole pierwszo-, drugorzędowe 11.3. zapisuje równania reakcji utleniania alkoholu pierwszo- i drugorzędowego np. tlenkiem miedzi(II) 13.10. zapisuje ciągi przemian (i odpowiednie równania reakcji) wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych
46.	Budowa i nazewnictwo ketonów	Uczeń: 11.1. wskazuje na różnice w strukturze aldehydów i ketonów (obecność grupy aldehydowej i ketonowej)
47.	Otrzymywanie i właściwości ketonów	Uczeń: 10.5. opisuje działanie: CuO lub $K_2Cr_2O_7/H_2SO_4$ na alkohole pierwszo-, drugorzędowe 11.4. określa rodzaj związku karbonylowego (aldehyd czy keton) na podstawie wyników próby (z odczynnikami Tollensa i Trommera) 11.5. planuje i przeprowadza doświadczenie, którego celem jest odróżnienie aldehydu od ketonu, np. etanal od propanonu 11.6. porównuje metody otrzymywania, właściwości i zastosowania aldehydów i ketonów 13.10. zapisuje ciągi przemian (i odpowiednie równania reakcji) wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych

48.	Budowa cząsteczek i nazewnictwo kwasów karboksylowych	<p>Uczeń:</p> <p>12.1. wskazuje grupę karboksylową i resztę kwasową we wzorach kwasów karboksylowych (alifatycznych i aromatycznych); rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerycznych kwasów karboksylowych o podanym wzorze sumarycznym</p>
49. 50.	Otrzymywanie i właściwości kwasów karboksylowych	<p>Uczeń:</p> <p>12.2. na podstawie obserwacji wyników doświadczenia (reakcja kwasu mrówkowego z manganianem(VII) potasu w obecności kwasu siarkowego(VI) wnioskuje o redukujących właściwościach kwasu mrówkowego; uzasadnia przyczynę tych właściwości</p> <p>12.3. zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów karboksylowych z alkoholi i aldehydów;</p> <p>12.4. pisze równania dysocjacji elektrolitycznej prostych kwasów karboksylowych i nazywa powstające w tych reakcjach jony;</p> <p>12.5. zapisuje równania reakcji z udziałem kwasów karboksylowych (których produktami są sole i estry); projektuje i przeprowadza doświadczenia pozwalające otrzymywać sole kwasów karboksylowych (w reakcjach kwasów z metalami, tlenkami metali, wodorotlenkami metali i solami słabych kwasów)</p> <p>12.6. projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik wykaże podobieństwo we właściwościach chemicznych kwasów nieorganicznych i kwasów karboksylowych;</p> <p>12.8. projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik dowiedzie, że kwas octowy jest kwasem słabszym od kwasu siarkowego(VI) i mocniejszym od kwasu węglowego</p> <p>13.10. zapisuje ciągi przemian (i odpowiednie równania reakcji) wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych</p>
51.	Wyższe kwasy karboksylowe	<p>Uczeń:</p> <p>12.7. projektuje doświadczalny sposób odróżnienia nasyconych i nienasyconych kwasów tłuszczowych</p> <p>12.9. tłumaczy przyczynę zasadowego odczynu roztworu wodnego octanu sodu i mydła; ilustruje równaniami reakcji</p>
52.	Reakcja estryfikacji	<p>Uczeń:</p> <p>13.1. opisuje strukturę cząsteczek estrów i wiązania estrowego</p> <p>13.2. formułuje obserwacje i wnioski do doświadczenia (reakcja estryfikacji); zapisuje równania reakcji alkoholi z kwasami karboksylowymi (wskazuje na rolę stężonego H_2SO_4)</p> <p>13.3. tworzy nazwy prostych estrów kwasów karboksylowych i tlenowych kwasów nieorganicznych; rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne estrów na podstawie ich nazwy</p> <p>13.4. wyjaśnia przebieg reakcji octanu etylu: z wodą, w środowisku o odczynie kwasowym, i z roztworem wodorotlenku sodu; ilustruje je równaniami reakcji</p>
53.	Właściwości, zastosowania i miejsca występowania estrów	<p>Uczeń:</p> <p>13.3. tworzy nazwy prostych estrów kwasów karboksylowych i tlenowych kwasów</p>

		nieorganicznych; rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne estrów na podstawie ich nazwy 13.10. zapisuje ciągi przemian (i odpowiednie równania reakcji) wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych
54.	Budowa cząsteczek, otrzymywanie i rodzaje tłuszczów	Uczeń: 13.6. opisuje budowę tłuszczów stałych i ciekłych (jako estrów glicerolu i długołańcuchowych kwasów tłuszczowych); ich właściwości i zastosowania
55.	Właściwości, zastosowania i występowanie tłuszczów	Uczeń: 13.6. opisuje budowę tłuszczów stałych i ciekłych (jako estrów glicerolu i długołańcuchowych kwasów tłuszczowych); ich właściwości i zastosowania 13.7. projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik dowiedzie, że w skład oleju jadalnego wchodzi związek o charakterze nienasyconym 13.8. opisuje przebieg procesu utwardzania tłuszczów ciekłych 13.9. wyjaśnia (zapisuje równania reakcji), w jaki sposób z glicerydów otrzymuje się kwasy tłuszczowe lub mydła
56.	Budowa cząsteczek, nazewnictwo i otrzymywanie amin	Uczeń: 14.1. rysuje wzory elektronowe cząsteczek amoniaku i etyloaminy 14.2. wskazuje na różnice i podobieństwa w budowie etyloaminy i fenyloaminy (aniliny) 14.4. zapisuje równania reakcji otrzymywania amin alifatycznych (np. w procesie alkilowania amoniaku) i amin aromatycznych (np. otrzymywanie aniliny w wyniku reakcji redukcji nitrobenzenu)
57.	Właściwości, zastosowania i występowanie amin	Uczeń: 13.10. zapisuje ciągi przemian (i odpowiednie równania reakcji) wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych 14.3. wyjaśnia przyczynę zasadowych właściwości amoniaku i amin; zapisuje odpowiednie równania reakcji 14.5. zapisuje równania reakcji etyloaminy z wodą i kwasem solnym 14.6. zapisuje równania reakcji fenyloaminy (aniliny) z kwasem solnym i wodą bromową
58.	Charakterystyka amidów	Uczeń: 13.10. zapisuje ciągi przemian (i odpowiednie równania reakcji) wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych 14.7. zapisuje równania reakcji acetamidu z wodą w środowisku kwasu siarkowego(VI) i z roztworem NaOH 14.8. wykazuje, pisząc odpowiednie równania reakcji, że produktem kondensacji mocznika jest związek zawierający w cząsteczce wiązanie peptydowe 14.9. analizuje budowę cząsteczki mocznika (m.in. brak fragmentu węglowodorowego) i wynikające z niej właściwości, wskazuje na jego zastosowania (nawóz sztuczny, produkcja leków, tworzyw sztucznych)
59. 60.	Podsumowanie wiadomości z działu „Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów”	

61.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
62.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	
63.	Izomeria optyczna	<p>Uczeń:</p> <p>9.5. rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów konstytucyjnych, położenia podstawnika, izomerów optycznych węglowodorów i ich prostych fluorowcopochodnych o podanym wzorze sumarycznym; wśród podanych wzorów węglowodorów i ich pochodnych wskazuje izomery konstytucyjne; wyjaśnia zjawisko izomerii cis-trans; uzasadnia warunki wystąpienia izomerii cis-trans w cząsteczce związku o podanej nazwie lub o podanym wzorze strukturalnym (lub półstrukturalnym)</p>
64.	Przykłady izomerów optycznych	<p>Uczeń:</p> <p>9.5. rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów konstytucyjnych, położenia podstawnika, izomerów optycznych węglowodorów i ich prostych fluorowcopochodnych o podanym wzorze sumarycznym; wśród podanych wzorów węglowodorów i ich pochodnych wskazuje izomery konstytucyjne; wyjaśnia zjawisko izomerii cis-trans; uzasadnia warunki wystąpienia izomerii cis-trans w cząsteczce związku o podanej nazwie lub o podanym wzorze strukturalnym (lub półstrukturalnym)</p>
65.	Charakterystyka hydroksykwasów	<p>Uczeń:</p> <p>12.10. opisuje budowę dwufunkcyjnych pochodnych węglowodorów, na przykładzie kwasu mlekowego i salicylowego, występowanie i zastosowanie tych kwasów</p> <p>13.5. na podstawie wzoru strukturalnego aspiryny wyjaśnia, dlaczego związek ten nazywamy kwasem acetylosalicylowym</p>
66.	Aminokwasy jako przykład dwufunkcyjnych pochodnych węglowodorów	<p>Uczeń:</p> <p>14.10. zapisuje wzór ogólny α-aminokwasów, w postaci $RCH(NH_2)COOH$</p> <p>14.11. opisuje właściwości kwasowo-zasadowe aminokwasów oraz mechanizm powstawania jonów obojnych</p> <p>14.12. projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik potwierdzi amfoteryczny charakter aminokwasów (np. glicyny)</p> <p>14.13. zapisuje równanie reakcji kondensacji dwóch cząsteczek aminokwasów (o podanych wzorach) i wskazuje wiązanie peptydowe w otrzymanym produkcie</p> <p>14.14. tworzy wzory dipeptydów i tripeptydów, powstających z podanych aminokwasów, oraz rozpoznaje reszty podstawowych aminokwasów (glicyny, alaniny i fenyloalaniny) w cząsteczkach di- i tripeptydów</p> <p>14.16. opisuje przebieg hydrolizy peptydów</p>
67. 68.	Białka – rodzaje, struktury, właściwości i rola w organizmie	<p>Uczeń:</p> <p>14.15. planuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik dowiedzie obecności wiązania peptydowego w analizowanym związku (reakcja biuretowa)</p> <p>15.1. opisuje budowę białek (jako polimerów kondensacyjnych aminokwasów)</p> <p>15.2. opisuje strukturę drugorzędową białek (α i β) oraz wykazuje znaczenie wiązań wodorowych dla ich stabilizacji; tłumaczy znaczenie trzeciorzędowej struktury</p>

		<p>białek i wyjaśnia stabilizację tej struktury przez grupy R- zawarte w resztach aminokwasów (wiązania jonowe, mostki disiarczkowe, wiązania wodorowe i oddziaływania van der Waalsa)</p> <p>15.3. wyjaśnia przyczynę denaturacji białek, wywołaną oddziaływaniem na nie soli metali ciężkich i wysokiej temperatury; wymienia czynniki wywołujące wysalanie białek i wyjaśnia ten proces; projektuje i wykonuje doświadczenie pozwalające wykazać wpływ różnych substancji i ogrzewania na strukturę cząsteczek białek</p> <p>15.4. planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające na identyfikację białek (reakcja biuretowa i ksantoproteinowa)</p>
69. 70.	Glukoza jako przykład monosacharydu	<p>Uczeń:</p> <p>13.10. zapisuje ciągi przemian (i odpowiednie równania reakcji) wiążące ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych</p> <p>16.1. dokonuje podziału cukrów na proste i złożone, klasyfikuje cukry proste ze względu na grupę funkcyjną i wielkość cząsteczki</p> <p>16.2. wskazuje na pochodzenie cukrów prostych, zawartych np. w owocach (fotosynteza);</p> <p>16.3. zapisuje wzory łańcuchowe: rybozy, 2-deoksyrybozy, glukozy i fruktozy i wykazuje, że cukry proste należą do polihydroksyaldehydów lub polihydroksyketonów; rysuje wzory taflowe (Hawortha) glukozy i fruktozy</p> <p>16.4. projektuje i wykonuje doświadczenie, którego wynik potwierdzi obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy</p> <p>16.5. opisuje właściwości glukozy i fruktozy; wskazuje na podobieństwa i różnice; planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające na odróżnienie tych cukrów</p> <p>16.12. zapisuje ciąg przemian pozwalających przekształcić cukry (np. glukozę w alkohol etylowy, a następnie w octan etylu); ilustruje je równaniami reakcji</p>
71.	Sacharoza jako przykład disacharydu	<p>Uczeń:</p> <p>16.6. wskazuje wiązanie O-glikozydowe w cząsteczce sacharozy i maltozy</p> <p>16.7. wyjaśnia, dlaczego maltoza posiada właściwości redukujące, a sacharoza nie wykazuje właściwości redukujących</p> <p>16.8. projektuje i przeprowadza doświadczenie pozwalające przekształcić sacharozę w cukry proste</p>
72.	Skrobia i celuloza jako przykłady polisacharydów	<p>Uczeń:</p> <p>16.9. porównuje budowę cząsteczek i właściwości skrobi i celulozy</p> <p>16.10. planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające stwierdzić obecność skrobi w artykułach spożywczych</p> <p>16.11. zapisuje uproszczone równanie hydrolizy polisacharydów (skrobi i celulozy)</p>
73. 74.	Podsumowanie wiadomości z działu „Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów”	
75.	Sprawdzian wiadomości i umiejętności	
76.	Omówienie wyników i analiza sprawdzianu	

Część II Wymagania edukacyjne na poszczególne oceny klasyfikacyjne

Propozycje wymagań programowych na poszczególne oceny – IV etap edukacyjny – przygotowane na podstawie treści zawartych w podstawie programowej, programie nauczania oraz w części 1. podręcznika dla liceum ogólnokształcącego i technikum *To jest chemia. Chemia ogólna i nieorganiczna, zakres rozszerzony*

Wyróżnione wymagania programowe odpowiadają wymaganiom ogólnym i szczegółowym zawartym w treściach nauczania podstawy programowej.

Natomiast zaznaczone doświadczenia chemiczne są zalecane przez **Ewę Gryczman i Krystynę Gisges** (autorki podstawy programowej) do przeprowadzenia w zakresie rozszerzonym (Komentarz do podstawy programowej przedmiotu Chemia)

1. Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> wymienia nazwy szkła i sprzętu laboratoryjnego zna i stosuje zasady BHP obowiązujące w pracowni chemicznej wymienia nauki zaliczane do nauk przyrodniczych definiuje pojęcia: <i>atom, elektron, proton, neutron, nukleony, elektrony walencyjne</i> oblicza liczbę protonów, elektronów i neutronów w atomie danego pierwiastka chemicznego na podstawie zapisu A_ZX definiuje pojęcia: <i>masa atomowa, liczba atomowa, liczba masowa, jednostka masy atomowej, masa cząsteczkowa</i> podaje masy atomowe i liczby atomowe pierwiastków chemicznych, korzystając z układu okresowego oblicza masy cząsteczkowe prostych związków chemicznych, np. MgO, CO₂ definiuje pojęcia dotyczące współczesnego modelu budowy atomu: <i>orbital atomowy, liczby kwantowe (n, l, m, m_s), stan energetyczny, stan kwantowy, elektrony</i> 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia przeznaczenie podstawowego szkła i sprzętu laboratoryjnego <ul style="list-style-type: none"> bezpiecznie posługuje się podstawowym sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi wyjaśnia, dlaczego chemia należy do nauk przyrodniczych wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami: <i>masa atomowa, masa cząsteczkowa, liczba atomowa, liczba masowa, jednostka masy atomowej</i> podaje treść <i>zasady nieoznaczoności Heisenberga, reguły Hunda oraz zakazu Pauliego</i> opisuje typy orbitali atomowych i rysuje ich kształty zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków chemicznych o liczbie atomowej Z od 1 do 10 definiuje pojęcia: <i>promieniotwórczość, okres półtrwania</i> wymienia zastosowania izotopów 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia, czym zajmuje się chemia nieorganiczna i organiczna wyjaśnia, od czego zależy ładunek jądra atomowego i dlaczego atom jest elektrycznie obojętny wykonuje obliczenia związane z pojęciami: masa atomowa, masa cząsteczkowa, liczba atomowa, liczba masowa, jednostka masy atomowej (o większym stopniu trudności) <ul style="list-style-type: none"> zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 1 do 36 oraz jonów o podanym ładunku, za pomocą symboli podpowłok elektronowych s, p, d, f (zapis konfiguracji pełny i skrócony) lub schematu klatkowego, korzystając z reguły Hunda i zakazu Pauliego określa stan kwantowy elektronów w atomie za pomocą 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> wykonuje obliczenia z zastosowaniem pojęć <i>ładunek i masa</i> wyjaśnia, co to są siły jądrowe i jaki mają wpływ na stabilność jądra wyjaśnia, na czym polega dualizm korpuskularno-falowy zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych Z od 1 do 36 oraz jonów wybranych pierwiastków chemicznych, za pomocą liczb kwantowych wyjaśnia, dlaczego zwykle masa atomowa pierwiastka chemicznego nie jest liczbą całkowitą wyznacza masę izotopu promieniotwórczego na podstawie okresu półtrwania analizuje zmiany masy izotopu promieniotwórczego w zależności od czasu porównuje układ okresowy pierwiastków chemicznych opracowany przez Mendelejewa (XIX w.) ze współczesną wersją

<p><i>sparowane</i></p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia, co to są izotopy pierwiastków chemicznych na przykładzie atomu wodoru – omawia budowę współczesnego modelu atomu – definiuje pojęcie <i>pierwiastek chemiczny</i> – podaje treść <i>prawa okresowości</i> – omawia budowę układu okresowego pierwiastków chemicznych (podział na grupy, okresy i bloki konfiguracyjne) – wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne należące do bloku s, p, d oraz f – określa podstawowe właściwości pierwiastka chemicznego na podstawie znajomości jego położenia w układzie okresowym – wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne zaliczane do niemetali i metali 	<p>pierwiastków promieniotwórczych</p> <ul style="list-style-type: none"> – przedstawia ewolucję poglądów na temat budowy materii od starożytności do czasów współczesnych – wyjaśnia budowę współczesnego układu okresowego pierwiastków chemicznych, uwzględniając podział na bloki <i>s, p, d</i> oraz <i>f</i> – wyjaśnia, co stanowi podstawę budowy współczesnego układu okresowego pierwiastków chemicznych (konfiguracja elektronowa wyznaczająca podział na bloki <i>s, p, d</i> oraz <i>f</i>) – wyjaśnia, podając przykłady, jakich informacji na temat pierwiastka chemicznego dostarcza znajomość jego położenia w układzie okresowym 	<p>czterech liczb kwantowych, korzystając z praw mechaniki kwantowej</p> <ul style="list-style-type: none"> – oblicza masę atomową pierwiastka chemicznego o znanym składzie izotopowym – oblicza procentową zawartość izotopów w pierwiastku chemicznym – wymienia nazwiska uczonych, którzy w największym stopniu przyczynili się do zmiany poglądów na budowę materii – wyjaśnia sposób klasyfikacji pierwiastków chemicznych w XIX w. – omawia kryterium klasyfikacji pierwiastków chemicznych zastosowane przez Dmitrija I. Mendelejewa – analizuje zmienność charakteru chemicznego pierwiastków grup głównych zależnie od ich położenia w układzie okresowym – wykazuje zależność między położeniem pierwiastka chemicznego w danej grupie i bloku energetycznym a konfiguracją elektronową powłoki walencyjnej 	<ul style="list-style-type: none"> – uzasadnia przynależność pierwiastków chemicznych do poszczególnych bloków energetycznych – uzasadnia, dlaczego lantanowce znajdują się w grupie 3. i okresie 6., a aktynowce w grupie 3. i okresie 7. – wymienia nazwy systematyczne superciężkich pierwiastków chemicznych o liczbie atomowej większej od 100
---	--	--	--

Wybrane wiadomości i umiejętności, wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- wyjaśnia, na czym polega zjawisko promieniotwórczości naturalnej i sztucznej,
- określa rodzaje i właściwości promieniowania α , β , γ ,
- podaje przykłady naturalnych przemian jądrowych,
- wyjaśnia pojęcie *szereg promieniotwórczy*,
- wyjaśnia przebieg kontrolowanej i niekontrolowanej reakcji łańcuchowej,
- zapisuje przykładowe równania reakcji jądrowych stosując regułę przesunięć Soddy'ego-Fajansa,
- analizuje zasadę działania reaktora jądrowego i bomby atomowej,
- podaje przykłady praktycznego wykorzystania zjawiska promieniotwórczości i ocenia związane z tym zagrożenia.

2. Wiązania chemiczne

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
Uczeń:	Uczeń:	Uczeń:	Uczeń:

<ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcie <i>elektroujemność</i> – wymienia nazwy pierwiastków elektrododatnich i elektroujemnych, korzystając z tabeli elektroujemności – wymienia przykłady cząsteczek pierwiastków chemicznych (np. O₂, H₂) i związków chemicznych (np. H₂O, HCl) – definiuje pojęcia: <i>wiązanie chemiczne, wartościowość, polaryzacja wiązania, dipol</i> – wymienia i charakteryzuje rodzaje wiązań chemicznych (jonowe, kowalencyjne, kowalencyjne spolaryzowane) – podaje zależność między różnicą elektroujemności w cząsteczce a rodzajem wiązania – wymienia przykłady cząsteczek, w których występuje wiązanie jonowe, kowalencyjne i kowalencyjne spolaryzowane – definiuje pojęcia: <i>orbital molekularny (cząsteczkowy), wiązanie σ, wiązanie π, wiązanie metaliczne, wiązanie wodorowe, wiązanie koordynacyjne, donor pary elektronowej, akceptor pary elektronowej</i> – opisuje budowę wewnętrzną metali – definiuje pojęcie <i>hybrydyzacja orbitali atomowych</i> – podaje, od czego zależy kształt cząsteczki (rodzaj hybrydyzacji) 	<ul style="list-style-type: none"> – omawia zmienność elektroujemności pierwiastków chemicznych w układzie okresowym – wyjaśnia regułę <i>dubletu elektronowego</i> i <i>oktetu elektronowego</i> – przewiduje na podstawie różnicy elektroujemności pierwiastków chemicznych rodzaj wiązania chemicznego – wyjaśnia sposób powstawania wiązań kowalencyjnych, kowalencyjnych spolaryzowanych, jonowych i metalicznych – wymienia przykłady i określa właściwości substancji, w których występują wiązania metaliczne, wodorowe, kowalencyjne, jonowe – wyjaśnia właściwości metali na podstawie znajomości natury wiązania metalicznego – wyjaśnia różnicę między orbitalem atomowym a orbitalem cząsteczkowym (molekularnym) – wyjaśnia pojęcia: <i>stan podstawowy atomu, stan wzbudzony atomu</i> – podaje warunek wystąpienia hybrydyzacji orbitali atomowych – przedstawia przykład przestrzennego rozmieszczenia wiązań w cząsteczkach (np. CH₄, BF₃) <ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcia: <i>atom centralny, ligand, liczba koordynacyjna</i> 	<ul style="list-style-type: none"> – analizuje zmienność elektroujemności i charakteru chemicznego pierwiastków chemicznych w układzie okresowym – zapisuje wzory elektronowe (wzory kropkowe) i kreskowe cząsteczek, w których występują wiązania kowalencyjne, jonowe oraz koordynacyjne – wyjaśnia, dlaczego wiązanie koordynacyjne nazywane jest też wiązaniem donorowo-akceptorowym – wyjaśnia pojęcie <i>energia jonizacji</i> – omawia sposób w jaki atomy pierwiastków chemicznych bloku s i p osiągają trwałe konfiguracje elektronowe (tworzenie jonów) – charakteryzuje wiązanie metaliczne i wodorowe oraz podaje przykłady ich powstawania – zapisuje równania reakcji powstawania jonów i tworzenia wiązania jonowego – przedstawia graficznie tworzenie się wiązań typu σ i π – określa wpływ wiązania wodorowego na nietypowe właściwości wody – wyjaśnia pojęcie <i>siły van der Waalsa</i> – porównuje właściwości substancji jonowych, cząsteczkowych, kowalencyjnych, metalicznych oraz substancji o wiązaniach wodorowych – opisuje typy hybrydyzacji orbitali atomowych (<i>sp, sp², sp³</i>) 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia zależność między długością wiązania a jego energią – porównuje wiązanie koordynacyjne z wiązaniem kowalencyjnym – proponuje wzory elektronowe (wzory kropkowe) i kreskowe dla cząsteczek lub jonów, w których występują wiązania koordynacyjne – określa typ wiązań (σ i π) w prostych cząsteczkach (np. CO₂, N₂) – określa rodzaje oddziaływań między atomami a cząsteczkami na podstawie wzoru chemicznego lub informacji o oddziaływaniu – analizuje mechanizm przewodzenia prądu elektrycznego przez metale i stopione sole – wyjaśnia wpływ rodzaju wiązania na właściwości fizyczne substancji – przewiduje typ hybrydyzacji w cząsteczkach (np. CH₄, BF₃) – udowadnia zależność między typem hybrydyzacji a kształtem cząsteczki – określa wpływ wolnych par elektronowych na geometrię cząsteczki
--	--	--	---

Wybrane wiadomości i umiejętności wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- wyjaśnia, na czym polega hybrydyzacja w cząsteczkach węglowodorów nienasyconych,

– oblicza liczbę przestrzenną i na podstawie jej wartości określa typ hybrydyzacji oraz możliwy kształt cząsteczek lub jonów.

3. Systematyka związków nieorganicznych

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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) – podaje treść <i>prawa zachowania masy</i> i <i>prawa stałości składu związku chemicznego</i> – interpretuje równania reakcji chemicznych w aspekcie jakościowym i ilościowym – definiuje pojęcia <i>tlenki</i> i <i>nadtlenki</i> – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wybranych tlenków metali i niemetalii – zapisuje równanie reakcji otrzymywania tlenków co najmniej jednym sposobem – ustala doświadczalnie charakter chemiczny danego tlenku – definiuje pojęcia: <i>tlenki kwasowe</i>, <i>tlenki zasadowe</i>, <i>tlenki obojętne</i> – definiuje pojęcia <i>wodorotlenki</i> i <i>zasady</i> – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wybranych wodorotlenków – wyjaśnia różnicę między zasadą a wodorotlenkiem – zapisuje równanie reakcji otrzymywania wybranej zasady – definiuje pojęcia: <i>amfoteryczność</i>, <i>tlenki amfoteryczne</i>, <i>wodorotlenki amfoteryczne</i> – zapisuje wzory i nazwy wybranych tlenków i wodorotlenków amfoterycznych – definiuje pojęcia: <i>kwasy</i>, <i>moc kwasu</i> 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wymienia różnice między zjawiskiem fizycznym a reakcją chemiczną – przeprowadza doświadczenie chemiczne mające na celu otrzymanie prostego związku chemicznego (np. FeS), zapisuje równanie przeprowadzonej reakcji chemicznej, określa jej typ oraz wskazuje substraty i produkty – zapisuje wzory i nazwy systematyczne tlenków – zapisuje równanie reakcji otrzymywania tlenków pierwiastków chemicznych o liczbie atomowej Z od 1 do 30 – opisuje budowę tlenków – dokonuje podziału tlenków na kwasowe, zasadowe, obojętne i amfoteryczne – zapisuje równania reakcji chemicznych tlenków kwasowych i zasadowych z wodą – wymienia przykłady zastosowania tlenków – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wodorotlenków – opisuje budowę wodorotlenków – zapisuje równania reakcji otrzymywania zasad – wyjaśnia pojęcia: <i>amfoteryczność</i>, <i>tlenki amfoteryczne</i>, <i>wodorotlenki amfoteryczne</i> – zapisuje równania reakcji chemicznych wybranych tlenków i wodorotlenków z kwasami i zasadami – wymienia przykłady zastosowania wodorotlenków – wymienia przykłady tlenków kwasowych, zasadowych, obojętnych i amfoterycznych – opisuje budowę kwasów – dokonuje podziału podanych 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wskazuje zjawiska fizyczne i reakcje chemiczne wśród podanych przemian – określa typ reakcji chemicznej na podstawie jej przebiegu – stosuje prawo zachowania masy i prawo stałości składu związku chemicznego – podaje przykłady nadtlenków i ich wzory sumaryczne – wymienia kryteria podziału tlenków i na tej podstawie dokonuje ich klasyfikacji – dokonuje podziału tlenków na kwasowe, zasadowe, obojętne i amfoteryczne oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych z kwasami i zasadami – wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne, które mogą tworzyć tlenki i wodorotlenki amfoteryczne – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie zachowania tlenku glinu wobec zasady i kwasu</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych, w postaci cząsteczkowej i jonowej – wymienia metody otrzymywania tlenków, wodorotlenków i kwasów oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie <i>Reakcja tlenku fosforu(V) z wodą</i> i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – omawia typowe właściwości chemiczne kwasów (zachowanie wobec metali, tlenków metali, wodorotlenków i soli kwasów o mniejszej mocy) oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie charakteru chemicznego tlenków metali i niemetalii</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie działania zasady i kwasu na tlenki</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – przewiduje charakter chemiczny tlenków wybranych pierwiastków i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – określa charakter chemiczny tlenków pierwiastków chemicznych o liczbie atomowej Z od 1 do 30 na podstawie ich zachowania wobec wody, kwasu i zasady; zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – określa różnice w budowie cząsteczek tlenków i nadtlenków – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III)</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – projektuje i przeprowadza doświadczenia chemiczne, w których wyniku można otrzymać różnymi metodami wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie; zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – przewiduje wzór oraz charakter chemiczny tlenku, znając produkty reakcji chemicznej tego tlenku z wodorotlenkiem sodu i kwasem chlorowodorowym – analizuje właściwości pierwiastków chemicznych pod względem możliwości tworzenia tlenków i wodorotlenków amfoterycznych

<ul style="list-style-type: none"> - wymienia sposoby klasyfikacji kwasów (ze względu na ich skład, moc i właściwości utleniające) - zapisuje wzory i nazwy systematyczne kwasów - zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów - definiuje pojęcie <i>sole</i> - wymienia rodzaje soli - zapisuje wzory i nazwy systematyczne prostych soli - przeprowadza doświadczenie chemiczne mające na celu otrzymanie wybranej soli w reakcji zobojętniania oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej - wymienia przykłady soli występujących w przyrodzie, określa ich właściwości i zastosowania - definiuje pojęcia: <i>wodorki, azotki, węgliki</i> 	<p>kwasów na tlenowe i beztlenowe</p> <ul style="list-style-type: none"> - wymienia metody otrzymywania kwasów i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych - wymienia przykłady zastosowania kwasów - opisuje budowę soli - zapisuje wzory i nazwy systematyczne soli - wyjaśnia pojęcia <i>wodorosole</i> i <i>hydroksosole</i> - zapisuje równania reakcji otrzymywania wybranej soli trzema sposobami - odszukuje informacje na temat występowania soli w przyrodzie - wymienia zastosowania soli w przemyśle i życiu codziennym 	<p>chemicznych</p> <ul style="list-style-type: none"> - podaje nazwy kwasów nieorganicznych na podstawie ich wzorów chemicznych - zapisuje równania reakcji chemicznych ilustrujące utleniające właściwości wybranych kwasów - wymienia metody otrzymywania soli - zapisuje równania reakcji otrzymywania wybranej soli co najmniej pięcioma sposobami - podaje nazwy i zapisuje wzory sumaryczne wybranych wodorosoli i hydroksosoli - odszukuje informacje na temat występowania w przyrodzie tlenków i wodorotlenków, podaje ich wzory i nazwy systematyczne oraz zastosowania <ul style="list-style-type: none"> - opisuje budowę, właściwości oraz zastosowania wodorków, węglików i azotków 	<ul style="list-style-type: none"> - projektuje doświadczenie chemiczne <i>Porównanie aktywności chemicznej metali</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych - określa różnice w budowie cząsteczek soli obojętnych, hydroksosoli i wodorosoli oraz podaje przykłady tych związków chemicznych - określa różnice w budowie cząsteczek soli obojętnych, prostych, podwójnych i uwodnionych - projektuje doświadczenie chemiczne <i>Ogrzewanie siarczanu(VI) miedzi(II)-woda(1/5)</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej - ustala nazwy różnych soli na podstawie ich wzorów chemicznych - ustala wzory soli na podstawie ich nazw - proponuje metody, którymi można otrzymać wybraną sól i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych - ocenia, które z poznanych związków chemicznych mają istotne znaczenie w przemyśle i gospodarce <ul style="list-style-type: none"> - określa typ wiązania chemicznego występującego w azotkach - zapisuje równania reakcji chemicznych, w których wodorki, węgliki i azotki występują jako substraty
--	--	---	--

Wybrane wiadomości i umiejętności wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- przygotowuje i prezentuje prace projektowe oraz zadania testowe z systematyki związków nieorganicznych, z uwzględnieniem ich właściwości oraz wykorzystaniem wiadomości z zakresu podstawowego chemii.

4. Stechiometria

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> - definiuje pojęcia <i>mol</i> i <i>masa molowa</i> - wykonuje bardzo proste obliczenia związane z pojęciami <i>mol</i> i <i>masa molowa</i> - podaje treść <i>prawa Avogadra</i> - wykonuje proste obliczenia stechiometryczne związane z pojęciem 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> - wyjaśnia pojęcie <i>objętość molowa gazów</i> - wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami: <i>mol</i>, <i>masa molowa</i>, <i>objętość molowa gazów</i> w warunkach normalnych - interpretuje równania reakcji chemicznych na sposób cząsteczkowy, molowy, ilościowo 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> - wyjaśnia pojęcia <i>liczba Avogadra</i> i <i>stała Avogadra</i> - wykonuje obliczenia związane z pojęciami: mol, masa molowa, objętość molowa gazów, liczba Avogadra (o większym stopniu trudności) - wyjaśnia pojęcie <i>wydajność reakcji</i> 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> - porównuje gęstości różnych gazów na podstawie znajomości ich mas molowych - wykonuje obliczenia stechiometryczne dotyczące mas molowych, objętości molowych, liczby cząsteczek oraz niestechiometrycznych ilości substratów i produktów (o znacznym stopniu

<p>masy molowej (z zachowaniem stechiometrycznych ilości substratów i produktów reakcji chemicznej)</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia, na czym polegają <i>obliczenia stechiometryczne</i> – wykonuje proste obliczenia stechiometryczne związane z masą molową oraz objętością molową substratów i produktów reakcji chemicznej 	<p>w masach molowych, ilościowo w objętościach molowych (gazy) oraz ilościowo w liczbach cząsteczek</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia, na czym polegają <i>obliczenia stechiometryczne</i> – wykonuje proste obliczenia stechiometryczne związane z masą molową oraz objętością molową substratów i produktów reakcji chemicznej 	<p><i>chemicznej</i></p> <ul style="list-style-type: none"> – oblicza skład procentowy związków chemicznych – wyjaśnia różnicę między wzorem elementarnym (empirycznym) a wzorem rzeczywistym związku chemicznego – rozwiązuje proste zadania związane z ustaleniem wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych 	<p>trudności)</p> <ul style="list-style-type: none"> – wykonuje obliczenia związane z wydajnością reakcji chemicznych – wykonuje obliczenia umożliwiające określenie wzorów elementarnych i rzeczywistych związków chemicznych (o znacznym stopniu trudności)
--	---	--	---

Wybrane wiadomości i umiejętności wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- wyjaśnia różnicę między gazem doskonałym a gazem rzeczywistym,
- stosuje równanie Clapeyrona do obliczenia objętości lub liczby moli gazu w dowolnych warunkach ciśnienia i temperatury,
- wykonuje obliczenia stechiometryczne z zastosowaniem równania Clapeyrona.

5. Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcie stopień utlenienia pierwiastka chemicznego – wymienia reguły obliczania stopni utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych – określa stopnie utlenienia pierwiastków w cząsteczkach prostych związków chemicznych – definiuje pojęcia: reakcja utleniania-redukcji (redoks), utleniacz, reduktor, utlenianie, redukcja – zapisuje proste schematy bilansu elektronowego – wskazuje w prostych reakcjach redoks utleniacz, reduktor, proces utleniania i proces redukcji – wymienia najważniejsze reduktory stosowane w przemyśle 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – oblicza zgodnie z regułami stopnie utlenienia pierwiastków w cząsteczkach związków nieorganicznych, organicznych oraz jonowych – wymienia przykłady reakcji redoks oraz wskazuje w nich utleniacz, reduktor, proces utleniania i proces redukcji – dobiera współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego w prostych równaniach reakcji redoks – wyjaśnia, na czym polega otrzymywanie metali z rud z zastosowaniem reakcji redoks – wyjaśnia pojęcia <i>szereg aktywności metali</i> i <i>reakcja dysproporcjonowania</i> 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – przewiduje typowe stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów – analizuje równania reakcji chemicznych i określa, które z nich są reakcjami redoks – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja magnezu z chlorkiem żelaza(III)</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej i podaje jego interpretację elektronową – dobiera współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego w równaniach reakcji redoks, w tym w reakcjach dysproporcjonowania – określa, które pierwiastki chemiczne w stanie wolnym lub w związkach chemicznych mogą być utleniaczami, a które reduktorami – wymienia zastosowania reakcji redoks w przemyśle i w procesach biochemicznych 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – określa stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w cząsteczkach i jonach złożonych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja miedzi z azotanem(V) srebra(I)</i> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja miedzi ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V)</i> – zapisuje równania reakcji miedzi z azotanem(V) srebra(I) oraz stężonym roztworem kwasu azotowego(V) i metodą bilansu elektronowego dobiera współczynniki stechiometryczne w obydwu reakcjach chemicznych – analizuje szereg aktywności metali i przewiduje przebieg reakcji chemicznych różnych metali z wodą, kwasami i solami

Wybrane wiadomości i umiejętności wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- wyjaśnia pojęcie *ogniwo galwaniczne* i podaje zasadę jego działania,

- opisuje budowę i zasadę działania ogniwa Daniella,
- zapisuje równania reakcji chemicznych zachodzących w ogniwie Daniella,
- wyjaśnia pojęcie *półogniwo*,
- wyjaśnia pojęcie *siła elektromotoryczna ogniwa (SEM)*,
- oblicza siłę elektromotoryczną dowolnego ogniwa, korzystając z szeregu napięciowego metali,
- wyjaśnia pojęcie *normalna elektroda wodorowa*,
- definiuje pojęcia *potencjał standardowy półogniwa* i *szereg elektrochemiczny metali*,
- omawia proces korozji chemicznej oraz korozji elektrochemicznej metali,
- wymienia metody zabezpieczenia metali przed korozją,
- omawia proces elektrolizy wodnych roztworów elektrolitów i stopionych soli,
- zapisuje równania reakcji elektrodowych dla roztworów wodnych i stopionych soli,
- wyjaśnia różnicę między przebiegiem procesów elektrodowych w ogniwach i podczas elektrolizy.

6. Roztwory

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
-----------------------------------	-------------------------------------	-----------------------------------	--

<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> definiuje pojęcia: <i>roztwór, mieszanina jednorodna, mieszanina niejednorodna, rozpuszczalnik, substancja rozpuszczana, roztwór właściwy, zawiesina, roztwór nasycony, roztwór nienasycony, roztwór przesycony, rozpuszczanie, rozpuszczalność, krystalizacja</i> wymienia metody rozdzielania na składniki mieszanin niejednorodnych i jednorodnych sporządza wodne roztwory substancji wymienia czynniki przyspieszające rozpuszczanie substancji w wodzie wymienia przykłady roztworów znanych z życia codziennego definiuje pojęcia: <i>koloid (zól), żel, koagulacja, peptyzacja, denaturacja</i> wymienia różnice we właściwościach roztworów właściwych, koloidów i zawiesin odczytuje informacje z wykresu rozpuszczalności na temat wybranej substancji definiuje pojęcia <i>stężenie procentowe i stężenie molowe</i> wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami stężenie procentowe i stężenie molowe 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcia: <i>koloid (zól), żel, koagulacja, peptyzacja, denaturacja, koloid liofobowy, koloid liofilowy, efekt Tyndalla</i> wymienia przykłady roztworów o różnym stanie skupienia rozpuszczalnika i substancji rozpuszczanej omawia sposoby rozdzielania roztworów właściwych (substancji stałych w cieczach, cieczy w cieczach) na składniki wymienia zastosowania koloidów wyjaśnia mechanizm rozpuszczania substancji w wodzie wyjaśnia różnice między rozpuszczaniem a roztwarzaniem wyjaśnia różnicę między rozpuszczalnością a szybkością rozpuszczania substancji sprawdza doświadczalnie wpływ różnych czynników na szybkość rozpuszczania substancji odczytuje informacje z wykresów rozpuszczalności na temat różnych substancji wyjaśnia mechanizm procesu krystalizacji projektuje doświadczenie chemiczne mające na celu wyhodowanie kryształów wybranej substancji wykonuje obliczenia związane z pojęciami stężenie procentowe i stężenie molowe 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozpuszczanie różnych substancji w wodzie</i> oraz dokonuje podziału roztworów, ze względu na rozmiary cząstek substancji rozpuszczonej, na roztwory właściwe, zawiesiny i koloidy projektuje doświadczenie chemiczne pozwalające rozdzielić mieszaninę niejednorodną (substancji stałych w cieczach) na składniki projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie wpływu temperatury na rozpuszczalność gazów w wodzie</i> oraz formułuje wnioski analizuje wykresy rozpuszczalności różnych substancji wyjaśnia, w jaki sposób można otrzymać układy koloidalne (kondensacja, dyspersja) projektuje doświadczenie chemiczne <i>Koagulacja białka</i> oraz określa właściwości roztworu białka jaja sporządza roztwór nasycony i nienasycony wybranej substancji w określonej temperaturze, korzystając z wykresu rozpuszczalności tej substancji wymienia zasady postępowania podczas sporządzania roztworów o określonym stężeniu procentowym lub molowym wykonuje obliczenia związane z pojęciami stężenie procentowe i stężenie molowe, z uwzględnieniem gęstości roztworu 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie rozpuszczalności chlorku sodu w wodzie i benzynie</i> oraz określa, od czego zależy rozpuszczalność substancji wymienia przykłady substancji tworzących układy koloidalne przez kondensację lub dyspersję projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Obserwacja wiązki światła przechodzącej przez roztwór właściwy i zól</i> oraz formułuje wnioski wymienia sposoby otrzymywania roztworów nasyconych z roztworów nienasyconych i odwrotnie, korzystając z wykresów rozpuszczalności substancji wykonuje odpowiednie obliczenia chemiczne, a następnie sporządza roztwory o określonym stężeniu procentowym i molowym, zachowując poprawną kolejność wykonywanych czynności oblicza stężenie procentowe lub molowe roztworu otrzymanego przez zmieszanie dwóch roztworów o różnych stężeniach wykonuje obliczenia dotyczące przeliczania stężeń procentowych i molowych roztworów
--	--	--	--

Wybrane wiadomości i umiejętności wykraczające poza treści wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- przelicza zawartość substancji w roztworze wyrażoną za pomocą stężenia procentowego na stężenia w ppm i ppb oraz podaje zastosowania tych jednostek
- wyjaśnia pojęcie *stężenie masowe roztworu*,
- wykonuje obliczenia związane z pojęciami stężenie procentowe, stężenie molowe i stężenie masowe, z uwzględnieniem gęstości roztworów oraz ich mieszania, zateżnienia i rozcieńczenia.
- wykonuje obliczenia związane z rozpuszczaniem hydratów.

7. Kinetyka chemiczna

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> definiuje pojęcia: <i>układ, otoczenie, układ otwarty, układ zamknięty, układ izolowany</i>, 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcia: <i>układ, otoczenie, układ otwarty, układ zamknięty, układ izolowany</i>, 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> przeprowadza reakcje będące przykładami procesów egzoenergetycznych 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> udowadnia, że reakcje egzoenergetyczne należą do procesów

<p><i>energia wewnętrzna układu, efekt cieplny reakcji, reakcja egzotermiczna, reakcja endotermiczna, proces endoenergetyczny, proces egzoenergetyczny</i></p> <ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcia: <i>szybkość reakcji chemicznej, energia aktywacji, kataliza, katalizator</i> – wymienia rodzaje katalizy – wymienia czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej 	<p><i>energia wewnętrzna układu, efekt cieplny reakcji, reakcja egzotermiczna, reakcja endotermiczna, proces egzoenergetyczny, proces endoenergetyczny, praca, ciepło, energia całkowita układu</i></p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcia: <i>teoria zderzeń aktywnych, kompleks aktywny, równanie kinetyczne reakcji chemicznej</i> – omawia wpływ różnych czynników na szybkość reakcji chemicznej 	<p>i endoenergetycznych oraz wyjaśnia istotę zachodzących procesów</p> <ul style="list-style-type: none"> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie</i> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja wodorowęglanu sodu z kwasem etanowym</i> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie</i> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym</i> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja cynku z kwasem siarkowym(VI)</i> – wyjaśnia pojęcia <i>szybkość reakcji chemicznej i energia aktywacji</i> – zapisuje równania kinetyczne reakcji chemicznych – udowadnia wpływ temperatury, stężenia substratu, rozdrobnienia substancji i katalizatora na szybkość wybranych reakcji chemicznych, przeprowadzając odpowiednie doświadczenia chemiczne – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Wpływ stężenia substratu na szybkość reakcji chemicznej</i> i formułuje wniosek – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej</i>, zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej i formułuje wniosek – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Rozdrobnienie substratów a szybkość reakcji chemicznej</i> i formułuje wniosek – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Katalityczna synteza jodku magnezu</i> i formułuje wniosek – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Katalityczny rozkład nadtlenku wodoru</i>, zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej i formułuje wniosek – podaje treść <i>reguły van't Hoffa</i> – wykonuje proste obliczenia chemiczne z zastosowaniem reguły van't Hoffa – określa zmianę energii reakcji chemicznej przez kompleks aktywny – porównuje rodzaje katalizy i podaje ich zastosowania – wyjaśnia, co to są <i>inhibitory</i> oraz podaje 	<p>samorzutnych, a reakcje endoenergetyczne do procesów wymuszonych</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcie <i>entalpia układu</i> – kwalifikuje podane przykłady reakcji chemicznych do reakcji egzoenergetycznych ($\Delta H < 0$) lub endoenergetycznych ($\Delta H > 0$) na podstawie różnicy entalpii substratów i produktów – wykonuje obliczenia chemiczne z zastosowaniem pojęć: <i>szybkość reakcji chemicznej, równanie kinetyczne, reguła van't Hoffa</i> – udowadnia zależność między rodzajem reakcji chemicznej a zasobem energii wewnętrznej substratów i produktów – wyjaśnia różnice między katalizą homogeniczną, katalizą heterogeniczną i autokatalizą oraz podaje zastosowania tych procesów
--	--	--	--

		ich przykłady – wyjaśnia różnicę między katalizatorem a inhibitorem – rysuje wykres zmian stężenia substratów i produktów oraz szybkości reakcji chemicznej w funkcji czasu	
--	--	--	--

Wybrane wiadomości i umiejętności wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- wyjaśnia pojęcie *równanie termochemiczne*,
- określa warunki standardowe,
- definiuje pojęcia *standardowa entalpia tworzenia* i *standardowa entalpia spalania*,
- podaje treść *reguły Lavoisiera-Laplace'a* i *prawa Hessa*,
- stosuje prawo Hessa w obliczeniach termochemicznych,
- dokonuje obliczeń termochemicznych z wykorzystaniem równania termochemicznego,
- zapisuje ogólne równania kinetyczne reakcji chemicznych i na ich podstawie określa rząd tych reakcji chemicznych,
- definiuje pojęcie *okres półtrwania*,
- wyjaśnia pojęcie *temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej*,
- omawia proces biokatalizy i wyjaśnia pojęcie *biokatalizatory*,
- wyjaśnia pojęcie *aktywatory*.

8. Reakcje 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>elektrolity</i> i <i>nielektrolity</i> – omawia założenia <i>teorii dysocjacji elektrolitycznej (jonowej) Arrheniusa</i> w odniesieniu do kwasów, zasad i soli – definiuje pojęcia: <i>reakcja odwracalna</i> , <i>reakcja nieodwracalna</i> , <i>stan równowagi chemicznej</i> , <i>stała dysocjacji elektrolitycznej</i> , <i>hydroliza soli</i> – podaje treść <i>prawa działania mas</i> – podaje treść <i>reguły przekory Le Chateliera-Brauna</i> – zapisuje proste równania dysocjacji jonowej elektrolitów i podaje nazwy powstających jonów – definiuje pojęcie <i>stopień dysocjacji elektrolitycznej</i> – wymienia przykłady elektrolitów mocnych i słabych	Uczeń: – wyjaśnia kryterium podziału substancji na elektrolity i nielektrolity – wyjaśnia rolę cząsteczek wody jako dipoli w procesie dysocjacji elektrolitycznej – podaje założenia teorii Brønsteda-Lowry'ego w odniesieniu do kwasów i zasad – podaje założenia <i>teorii Lewisa</i> w odniesieniu do kwasów i zasad – zapisuje równania reakcji dysocjacji jonowej kwasów, zasad i soli, bez uwzględniania dysocjacji wielostopniowej – wyjaśnia kryterium podziału elektrolitów na mocne i słabe – porównuje moc elektrolitów na podstawie wartości ich stałych dysocjacji – wymienia przykłady reakcji odwracalnych i nieodwracalnych – zapisuje wzór matematyczny przedstawiający treść prawa działania mas	Uczeń: – projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Badanie zjawiska przewodzenia prądu elektrycznego i zmiany barwy wskaźników kwasowo-zasadowych w wodnych roztworach różnych związków chemicznych</i> oraz dokonuje podziału substancji na elektrolity i nielektrolity – wyjaśnia założenia teorii Brønsteda-Lowry'ego w odniesieniu do kwasów i zasad oraz wymienia przykłady kwasów i zasad według znanych teorii – stosuje prawo działania mas na konkretnym przykładzie reakcji odwracalnej , np. dysocjacji słabych elektrolitów – zapisuje równania reakcji dysocjacji jonowej kwasów, zasad i soli, uwzględniając dysocjację stopniową niektórych kwasów i zasad – wykonuje obliczenia chemiczne z zastosowaniem pojęcia stopień dysocjacji – stosuje regułę przekory w	Uczeń: – omawia na dowolnych przykładach kwasów i zasad różnice w interpretacji dysocjacji elektrolitycznej według teorii Arrheniusa, Brønsteda-Lowry'ego i Lewisa – stosuje prawo działania mas w różnych reakcjach odwracalnych – przewiduje warunki przebiegu konkretnych reakcji chemicznych w celu zwiększenia ich wydajności – wyjaśnia mechanizm procesu dysocjacji jonowej, z uwzględnieniem roli wody w tym procesie – zapisuje równania reakcji dysocjacji jonowej kwasów, zasad i soli, z uwzględnieniem dysocjacji wielostopniowej – wyjaśnia przyczynę kwasowego odczynu roztworów kwasów oraz zasadowego odczynu roztworów wodorotlenków; zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – zapisuje równania dysocjacji jonowej,

<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia, na czym polega reakcja zobojętniania i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej w postaci cząsteczkowej – wskazuje w tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie związki chemiczne trudno rozpuszczalne – zapisuje proste równania reakcji strącania osadów w postaci cząsteczkowej – wyjaśnia pojęcie <i>odczyn roztworu</i> – wymienia podstawowe wskaźniki kwasowo-zasadowe (pH) i omawia ich zastosowania – wyjaśnia, co to jest skala pH i w jaki sposób można z niej korzystać 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia regułę przekory – wymienia czynniki wpływające na stan równowagi chemicznej – zapisuje wzory matematyczne na obliczanie stopnia dysocjacji elektrolitycznej i stałej dysocjacji elektrolitycznej – wymienia czynniki wpływające na wartość stałej dysocjacji elektrolitycznej i stopnia dysocjacji elektrolitycznej – zapisuje równania reakcji zobojętniania w postaci cząsteczkowej i jonowej – analizuje tabelę rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie pod kątem możliwości przeprowadzenia reakcji strącania osadów – zapisuje równania reakcji strącania osadów w postaci cząsteczkowej i jonowej – wyznacza pH roztworów z użyciem wskaźników kwasowo-zasadowych oraz określa ich odczyn 	<p>konkretnych reakcjach chemicznych</p> <ul style="list-style-type: none"> – porównuje przewodnictwo elektryczne roztworów różnych kwasów o takich samych stężeniach i interpretuje wyniki doświadczeń chemicznych – projektuje i przeprowadza doświadczenie chemiczne mające na celu zbadanie przewodnictwa roztworów kwasu octowego – o różnych stężeniach oraz interpretuje wyniki doświadczenia chemicznego – projektuje doświadczenie chemiczne – Reakcje zobojętniania zasad kwasami – zapisuje równania reakcji zobojętniania w postaci cząsteczkowej, jonowej i skróconego zapisu jonowego – bada odczyn wodnych roztworów soli i interpretuje wyniki doświadczeń chemicznych – przewiduje na podstawie wzorów soli, które z nich ulegają reakcji hydrolizy oraz określa rodzaj reakcji hydrolizy – zapisuje równania reakcji hydrolizy soli w postaci cząsteczkowej i jonowej 	<p>używając wzorów ogólnych kwasów, zasad i soli</p> <ul style="list-style-type: none"> – analizuje zależność stopnia dysocjacji od rodzaju elektrolitu i stężenia roztworu – wykonuje obliczenia chemiczne korzystając z definicji stopnia dysocjacji – omawia istotę reakcji zobojętniania i strącania osadów oraz podaje zastosowania tych reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne – Otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych wodorotlenków – projektuje doświadczenie chemiczne – Strącanie osadu trudno rozpuszczalnej soli – zapisuje równania reakcji strącania osadów w postaci cząsteczkowej, jonowej i skróconego zapisu jonowego – wyjaśnia zależność między pH a iloczynem jonowym wody – posługuje się pojęciem pH w odniesieniu do odczynu roztworu i stężenia jonów H^+ i OH^- – wyjaśnia, na czym polega reakcja hydrolizy soli – przewiduje odczyn wodnych roztworów soli, zapisuje równania reakcji hydrolizy w postaci cząsteczkowej i jonowej oraz określa rodzaj reakcji hydrolizy – projektuje doświadczenie chemiczne – Badanie odczynu wodnych roztworów soli; zapisuje równania reakcji hydrolizy w postaci cząsteczkowej i jonowej oraz określa rodzaj reakcji hydrolizy – przewiduje odczyn roztworu po reakcji chemicznej substancji zmieszanych w ilościach stechiometrycznych i niestechiometrycznych
--	--	--	---

Wybrane wiadomości i umiejętności wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- podaje treść prawa rozcieńczeń Ostwalda i przedstawia jego zapis w sposób matematyczny,
- oblicza stałą i stopień dysocjacji elektrolitycznej elektrolitu o znanym stężeniu z wykorzystaniem prawa rozcieńczeń Ostwalda,
- stosuje prawo rozcieńczeń Ostwalda do rozwiązywania zadań o znacznym stopniu trudności,
- wyjaśnia pojęcie *iloczyn rozpuszczalności substancji*,
- podaje zależność między wartością iloczynu rozpuszczalności a rozpuszczalnością soli w danej temperaturze,
- wyjaśnia, na czym polega efekt wspólnego jonu,
- przewiduje, która z trudno rozpuszczalnych soli o znanych iloczynach rozpuszczalności w danej temperaturze strąci się łatwiej, a która trudniej.

9. Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> wymienia najważniejsze właściwości atomu sodu na podstawie znajomości jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych wymienia właściwości fizyczne i chemiczne sodu zapisuje wzory najważniejszych związków sodu (NaOH, NaCl) wymienia najważniejsze właściwości atomu wapnia na podstawie znajomości jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych wymienia najważniejsze właściwości atomu glinu na podstawie znajomości jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych wymienia właściwości fizyczne i chemiczne glinu wyjaśnia, na czym polega pasywacja glinu i wymienia zastosowania tego procesu wyjaśnia, na czym polega amfoteryczność wodorotlenku glinu wymienia najważniejsze właściwości atomu krzemu na podstawie znajomości jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych wymienia zastosowania krzemu wiedząc, że jest on półprzewodnikiem zapisuje wzór i nazwę systematyczną związku krzemu, który jest głównym składnikiem piasku wymienia najważniejsze składniki powietrza i wyjaśnia, czym jest powietrze wymienia najważniejsze właściwości atomu tlenu na podstawie znajomości jego położenia w układzie okresowym pierwiastków 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Badanie właściwości sodu</i> oraz formułuje wniosek przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Reakcja sodu z wodą</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej omawia właściwości fizyczne i chemiczne sodu na podstawie przeprowadzonych doświadczeń chemicznych oraz znajomości położenia tego pierwiastka chemicznego w układzie okresowym zapisuje wzory i nazwy systematyczne najważniejszych związków sodu (m.in. NaNO₃) oraz omawia ich właściwości wymienia właściwości fizyczne i chemiczne wapnia na podstawie znajomości jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych oraz przeprowadzonych doświadczeń chemicznych zapisuje wzory i nazwy chemiczne wybranych związków wapnia (CaCO₃, CaSO₄ · 2 H₂O, CaO, Ca(OH)₂) oraz omawia ich właściwości omawia właściwości fizyczne i chemiczne glinu na podstawie przeprowadzonych doświadczeń chemicznych oraz znajomości położenia tego pierwiastka chemicznego w układzie okresowym wyjaśnia pojęcie pasywacji oraz rolę, jaką odgrywa ten proces w przemyśle materiałowym konstrukcyjnych wyjaśnia, na czym polega amfoteryczność wodorotlenku glinu, zapisując odpowiednie równania reakcji chemicznych wymienia właściwości fizyczne i chemiczne krzemu na podstawie znajomości położenia tego pierwiastka chemicznego w układzie okresowym wymienia składniki powietrza i określa, które z nich są stałe, a które zmienne wymienia właściwości fizyczne i 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> omawia podobieństwa i różnice we właściwościach metali i niemetałów na podstawie znajomości ich położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych projektuje doświadczenie chemiczne <i>Działanie roztworów mocnych kwasów na glin</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych projektuje doświadczenie chemiczne <i>Pasywacja glinu w kwasie azotowym(V)</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej porównuje budowę wodorowęglanu sodu i węglanu sodu zapisuje równanie reakcji chemicznej otrzymywania węglanu sodu z wodorowęglanu sodu wskazuje hydrat wśród podanych związków chemicznych oraz zapisuje równania reakcji prażenia tego hydratu omawia właściwości krzemionki omawia sposób otrzymywania oraz właściwości amoniaku i soli amonowych zapisuje wzory ogólne tlenków, wodoroków, azotków i siarczków pierwiastków chemicznych bloku s wyjaśnia zmienność charakteru chemicznego pierwiastków chemicznych bloku s zapisuje wzory ogólne tlenków, kwasów tlenowych, kwasów beztlenowych oraz soli pierwiastków chemicznych bloku p projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie siarki plastycznej</i> i formułuje wniosek projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie właściwości tlenku siarki(IV)</i> i formułuje wniosek projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie właściwości stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI)</i> i formułuje wniosek projektuje doświadczenie chemiczne 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie właściwości amoniaku</i> i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie właściwości kwasu azotowego(V)</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych przewiduje podobieństwa i różnice we właściwościach sodu, wapnia, glinu, krzemu, tlenu, azotu, siarki i chloru na podstawie ich położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych wyjaśnia różnice między tlenkiem, nadtlenkiem i ponadtlenkiem przewiduje i zapisuje wzór strukturalny nadtlenku sodu projektuje doświadczenie chemiczne <i>Działanie kwasu i zasady na wodorotlenek glinu</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych w sposób cząsteczkowy i jonowy projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja chloru z sodem</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej w postaci cząsteczkowej i jonowej rozdziela tlenki obojętne, kwasowe, zasadowe i amfoteryczne wśród tlenków omawianych pierwiastków chemicznych zapisuje równania reakcji chemicznych, potwierdzające charakter chemiczny danego tlenku omawia i udowadnia zmienność charakteru chemicznego, aktywności chemicznej oraz elektroujemności pierwiastków chemicznych bloku s udowadnia zmienność właściwości związków chemicznych pierwiastków chemicznych bloku s omawia i udowadnia zmienność właściwości, charakteru chemicznego, aktywności chemicznej oraz elektroujemności

<p>chemicznych</p> <ul style="list-style-type: none"> – zapisuje równania reakcji spalania węgla, siarki i magnezu w tlenie – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne oraz zastosowania tlenu – wyjaśnia, na czym polega proces fotosyntezy i jaką rolę odgrywa w przyrodzie – wymienia najważniejsze właściwości atomu azotu na podstawie znajomości jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne azotu – zapisuje wzory najważniejszych związków azotu (kwasu azotowego(V), azotanów(V)) i wymienia ich zastosowania – wymienia najważniejsze właściwości atomu siarki na podstawie znajomości jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne siarki – zapisuje wzory najważniejszych związków siarki (tlenku siarki(IV), tlenku siarki(VI), kwasu siarkowego(VI) i siarczanów(VI)) – wymienia najważniejsze właściwości atomu chloru na podstawie znajomości jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych – zapisuje wzory najważniejszych związków chloru (kwasu chlorowodorowego i chlorków) – określa, jak zmienia się moc kwasów beztlenowych fluorowców wraz ze zwiększaniem się masy atomów fluorowców – podaje kryterium przynależności pierwiastków chemicznych do bloków s, p, d oraz f – wymienia nazwy i symbole chemiczne pierwiastków bloku s – wymienia właściwości fizyczne, chemiczne oraz zastosowania wodoru i helu – podaje wybrany sposób otrzymywania wodoru i zapisuje odpowiednie równanie reakcji 	<p>chemiczne tlenu oraz azotu na podstawie znajomości ich położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia zjawisko alotropii na przykładzie tlenu i omawia różnice we właściwościach odmian alotropowych tlenu – wyjaśnia, na czym polega proces skraplania gazów oraz kto i kiedy po raz pierwszy skroplił tlen oraz azot – przeprowadza doświadczenie chemiczne Otrzymywanie tlenu z manganianu(VII) potasu oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – przeprowadza doświadczenie chemiczne Spalanie węgla, siarki i magnezu w tlenie oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – wyjaśnia rolę tlenu w przyrodzie – zapisuje wzory i nazwy systematyczne najważniejszych związków azotu i tlenu (N₂O₅, HNO₃, azotany(V)) – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne siarki na podstawie jej położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych oraz wyników przeprowadzonych doświadczeń chemicznych – wymienia odmiany alotropowe siarki – charakteryzuje wybrane związki siarki (SO₂, SO₃, H₂SO₄, siarczany(VI), H₂S, siarczki) – wyjaśnia pojęcie <i>higroskopijność</i> – wyjaśnia pojęcie <i>woda chlorowa</i> i omawia, jakie ma właściwości – przeprowadza doświadczenie chemiczne <i>Działanie chloru na substancje barwne</i> i formułuje wniosek – zapisuje równania reakcji chemicznych chloru z wybranymi metalami – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne chloru na podstawie jego położenia w układzie okresowym pierwiastków chemicznych oraz wyników przeprowadzonych doświadczeń chemicznych – proponuje doświadczenie chemiczne, w którego wyniku można otrzymać chlorowodór w reakcji syntezy oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej 	<p>Otrzymywanie siarkowodoru z siarczku żelaza(II) i kwasu chlorowodorowego oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej</p> <ul style="list-style-type: none"> – omawia właściwości tlenku siarki(IV) i stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) – omawia sposób otrzymywania siarkowodoru – projektuje doświadczenie chemiczne Badanie aktywności chemicznej fluorowców oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – porównuje zmienność aktywności chemicznej oraz właściwości utleniających fluorowców wraz ze zwiększaniem się ich liczby atomowej – wyjaśnia bierność chemiczną helowców – charakteryzuje pierwiastki chemiczne bloku p pod względem zmienności właściwości, elektroujemności, aktywności chemicznej i charakteru chemicznego – wyjaśnia, dlaczego wodór, hel, litowce i berylowce należą do pierwiastków chemicznych bloku s – porównuje zmienność aktywności litowców i berylowców w zależności od położenia danego pierwiastka chemicznego w grupie – zapisuje strukturę elektronową pierwiastków chemicznych bloku d, z uwzględnieniem promocji elektronu – projektuje doświadczenie chemiczne Otrzymywanie wodorotlenku chromu(III) oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja wodorotlenku chromu(III) z kwasem i zasadą</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Utlenianie jonów chromu(III) nadtleniem wodoru w środowisku wodorotlenku sodu</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – projektuje doświadczenie chemiczne Reakcja dichromianu(VI) potasu z azotanem(III) potasu w środowisku kwasu siarkowego(VI), zapisuje odpowiednie 	<p>pierwiastków chemicznych bloku p</p> <ul style="list-style-type: none"> – udowadnia zmienność właściwości związków chemicznych pierwiastków chemicznych bloku p – projektuje doświadczenie chemiczne umożliwiające zbadanie właściwości związków manganu, chromu, miedzi i żelaza – rozwiązuje chemografy o dużym stopniu trudności dotyczące pierwiastków chemicznych bloków s, p oraz d – omawia typowe właściwości chemiczne wodorków pierwiastków chemicznych 17. grupy, z uwzględnieniem ich zachowania wobec wody i zasad
--	--	---	---

<p>chemicznej</p> <ul style="list-style-type: none"> – zapisuje wzór tlenku i wodorotlenku dowolnego pierwiastka chemicznego należącego do bloku <i>s</i> – wymienia nazwy i symbole chemiczne pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne borowców oraz wzory tlenków borowców i ich charakter chemiczny – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne węglowców oraz wzory tlenków węglowców i ich charakter chemiczny – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne azotowców oraz przykładowe wzory tlenków, kwasów i soli azotowców – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne tlenowców oraz przykładowe wzory związków tlenowców (tlenków, nadtlenków, siarczków i wodorków) – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne fluorowców oraz przykładowe wzory związków fluorowców – podaje, jak zmienia się aktywność chemiczna fluorowców wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej – wymienia właściwości fizyczne i chemiczne helowców oraz omawia ich aktywność chemiczną – omawia zmienność aktywności chemicznej i charakteru chemicznego pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> – wskazuje w układzie okresowym pierwiastki chemiczne bloku <i>d</i> – zapisuje konfigurację elektronową atomów manganu i żelaza – zapisuje konfigurację elektronową atomów miedzi i chromu, uwzględniając promocję elektronu – zapisuje wzory i nazwy systematyczne związków chemicznych, które tworzy chrom – podaje, od czego zależy charakter chemiczny związków chromu – zapisuje wzory i nazwy systematyczne związków chemicznych, które tworzy mangan – podaje, od czego zależy charakter 	<ul style="list-style-type: none"> – proponuje doświadczenie chemiczne, w którego wyniku można otrzymać chlorowódz z soli kamiennej oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – wyjaśnia kryterium przynależności pierwiastków chemicznych do poszczególnych bloków energetycznych i zapisuje strukturę elektronową wybranych pierwiastków chemicznych bloku <i>s</i> – wyjaśnia, dlaczego wodór i hel należą do pierwiastków bloku <i>s</i> – przeprowadza doświadczenie chemiczne, w którego wyniku można otrzymać wodór – omawia sposoby otrzymywania wodoru i helu oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – zapisuje wzory ogólne tlenków i wodorotlenków pierwiastków chemicznych bloku <i>s</i> – zapisuje strukturę elektronową powłoki walencyjnej wybranych pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> – omawia zmienność charakteru chemicznego tlenków węglowców – omawia zmienność charakteru chemicznego tlenków azotowców – omawia sposób otrzymywania, właściwości i zastosowania amoniaku – zapisuje wzory i nazwy systematyczne wybranych soli azotowców – omawia obiegi azotu i tlenu w przyrodzie – omawia zmienność charakteru chemicznego tlenków siarki, selenu i telluru – zapisuje wzory i nazwy systematyczne związków chemicznych tlenowców – wyjaśnia zmienność aktywności chemicznej tlenowców wraz ze zwiększaniem się ich liczby atomowej – omawia zmienność właściwości fluorowców – wyjaśnia zmienność aktywności chemicznej i właściwości utleniających fluorowców – zapisuje wzory i nazwy systematyczne 	<p>równanie reakcji chemicznej oraz udowadnia, że jest to reakcja redoks (wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i proces redukcji)</p> <ul style="list-style-type: none"> – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja chromianu(VI) sodu z kwasem siarkowym(VI)</i> oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Reakcja manganianu(VII) potasu z siarczanem(IV) sodu w środowiskach kwasowym, obojętnym i zasadowym, zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych oraz udowadnia, że są to reakcje redoks (wskazuje utleniacz, reduktor, proces utleniania i proces redukcji)</i> – wyjaśnia zależność charakteru chemicznego związków chromu i manganu od stopni utlenienia związków chromu i manganu w tych związkach chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie wodorotlenku miedzi(II)</i> i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Badanie właściwości wodorotlenku miedzi(II)</i> i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(II) i badanie jego właściwości</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – projektuje doświadczenie chemiczne <i>Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III) i badanie jego właściwości</i> oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – charakteryzuje pierwiastki chemiczne bloku <i>d</i> – rozwiązuje chemografy dotyczące pierwiastków chemicznych bloków <i>s</i>, <i>p</i> oraz <i>d</i> 	
---	--	--	--

chemiczny związków manganu – omawia aktywność chemiczną żelaza na podstawie znajomości jego położenia w szeregu napięciowym metali – zapisuje wzory i nazwy systematyczne związków żelaza oraz wymienia ich właściwości – wymienia nazwy systematyczne i wzory sumaryczne związków miedzi oraz omawia ich właściwości – wymienia typowe właściwości pierwiastków chemicznych bloku <i>d</i> – omawia podobieństwa we właściwościach pierwiastków chemicznych w grupach układu okresowego i zmienność tych właściwości w okresach	kwasów tlenowych i beztlenowych fluorowców oraz omawia zmienność mocy tych kwasów – omawia typowe właściwości pierwiastków chemicznych bloku <i>p</i> – zapisuje strukturę elektronową zewnętrznej powłoki wybranych pierwiastków chemicznych bloku <i>d</i>		
---	--	--	--

Wybrane wiadomości i umiejętności wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- wyjaśnia, na czym polegają połączenia klatratowe helowców,
 - omawia kryterium przynależności pierwiastków chemicznych do bloku *f*,
 - wyjaśnia pojęcia *lantanowce* i *aktynowce*,
 - charakteryzuje lantanowce i aktynowce,
 - wymienia zastosowania pierwiastków chemicznych bloku *f*,
- przygotowuje projekty zadań teoretycznych i doświadczalnych, wykorzystując wiadomości ze wszystkich obszarów chemii nieorganicznej.

Propozycje wymagań programowych na poszczególne oceny (IV etap edukacyjny) przygotowane na podstawie treści zawartych w podstawie programowej, programie nauczania oraz w części 2. podręcznika dla liceum ogólnokształcącego i technikum *To jest chemia*.

Chemia organiczna, zakres rozszerzony.

Wyróżnione wymagania programowe odpowiadają wymaganiom ogólnym i szczegółowym zawartym w treściach nauczania podstawy programowej.

1. Chemia organiczna jako chemia związków węgla

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
Uczeń: – definiuje pojęcie <i>chemii organicznej</i> – wymienia pierwiastki chemiczne wchodzące w skład związków organicznych – określa najważniejsze właściwości atomu węgla na podstawie położenia tego pierwiastka chemicznego w układzie okresowym pierwiastków – wymienia odmiany alotropowe węgla – definiuje pojęcie <i>hybrydyzacji orbitali</i>	Uczeń: – wyjaśnia pojęcie <i>chemii organicznej</i> – określa właściwości węgla na podstawie położenia tego pierwiastka chemicznego w układzie okresowym pierwiastków – omawia występowanie węgla w przyrodzie – wymienia odmiany alotropowe węgla i ich właściwości – wyjaśnia, dlaczego atom węgla w więk-	Uczeń: – porównuje historyczną definicję <i>chemii organicznej</i> z definicją współczesną – wyjaśnia przyczynę różnic między właściwościami odmian alotropowych węgla – wymienia przykłady nieorganicznych związków węgla i przedstawia ich właściwości – charakteryzuje hybrydyzację jako opera-	Uczeń: – przedstawia rozwój chemii organicznej – ocenia znaczenie związków organicznych i ich różnorodność – analizuje sposoby otrzymywania fulerenów i wymienia ich rodzaje – wykrywa obecność węgla, wodoru, tlenu, azotu i siarki w związkach organicznych – proponuje wzór empiryczny (elementar-

atomowych	szości związków chemicznych tworzy cztery wiązania kowalencyjne	cję matematyczną, a nie proces fizyczny	ny) i rzeczywisty (sumaryczny) danego związku organicznego
-----------	---	---	--

2. Węglowodory

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> definiuje pojęcia: węglowodory, alkany, alkeny, alkiny, szereg homologiczny węglowodorów, grupa alkiłowa, reakcje podstawiania (substytucji), przyłączania (addycji), polimeryzacji, spalania, rzędowość atomów węgla, izomeria położeniowa i łańcuchowa definiuje pojęcia: stan podstawowy, stan wzbudzony, wiązania typu σ i π, rodnik, izomeria podaje kryterium podziału węglowodorów ze względu na rodzaj wiązania między atomami węgla w cząsteczce zapisuje wzory ogólne alkanów, alkenów, alkinów i na ich podstawie wyprowadza wzory sumaryczne węglowodorów zapisuje wzory sumaryczne i strukturalne oraz podaje nazwy systematyczne węglowodorów nasyconych i nienasyconych o liczbie atomów węgla od 1 do 4 zapisuje wzory przedstawicieli poszczególnych szeregów homologicznych węglowodorów oraz podaje ich nazwy, właściwości i zastosowania zapisuje równania reakcji spalania i bromowania metanu zapisuje równania reakcji spalania, uwodorniania oraz polimeryzacji etenu i etynu wymienia przykłady węglowodorów aromatycznych (wzór, nazwa, zastosowanie) wymienia rodzaje izomerii wymienia źródła występowania węglowodorów w przyrodzie 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcia: węglowodory, alkany, cykloalkany, alkeny, alkiny, grupa alkiłowa, areny wyjaśnia pojęcia: stan podstawowy, stan wzbudzony, wiązania typu σ i π, reakcja substytucji, rodnik, izomeria zapisuje konfigurację elektronową atomu węgla w stanie podstawowym i wzbudzonym zapisuje wzory ogólne alkanów, alkenów i alkinów na podstawie wzorów czterech pierwszych członów ich szeregów homologicznych przedstawia sposoby otrzymywania: metanu, etenu i etynu oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych przedstawia właściwości metanu, etenu i etynu oraz zapisuje równania reakcji chemicznych, którym ulegają podaje nazwy systematyczne izomerów na podstawie wzorów półstrukturalnych stosuje zasady nazewnictwa systematycznego alkanów (proste przykłady) zapisuje równania reakcji spalania całkowitego i niecałkowitego węglowodorów zapisuje równania reakcji bromowania, uwodorniania oraz polimeryzacji etenu i etynu określa rzędowość dowolnego atomu węgla w cząsteczce węglowodoru wyjaśnia pojęcie aromatyczności na przykładzie benzenu wymienia reakcje, którym ulega benzen (spalanie, bromowanie z użyciem katali- 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> określa przynależność węglowodoru do danego szeregu homologicznego na podstawie jego wzoru sumarycznego charakteryzuje zmianę właściwości węglowodorów w zależności od długości łańcucha węglowego określa zależność między rodzajem wiązania (pojedyncze, podwójne, potrójne) a typem hybrydyzacji otrzymuje metan, eten i etyn oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych wyjaśnia, w jaki sposób tworzą się w etenie i etynie wiązania typu σ i π wyjaśnia, na czym polega izomeria konstytucyjna i podaje jej przykłady podaje nazwę systematyczną izomeru na podstawie wzoru półstrukturalnego i odwrotnie (przykłady o średnim stopniu trudności) określa typy reakcji chemicznych, którym ulega dany węglowodór i zapisuje ich równania zapisuje mechanizm reakcji substytucji na przykładzie bromowania metanu odróżnia doświadczalnie węglowodory nasycone od nienasyconych wyjaśnia budowę pierścienia benzenowego (aromatyczność) bada właściwości benzenu, zachowując szczególne środki ostrożności zapisuje równania reakcji chemicznych, którym ulega benzen (spalanie, bromowanie z użyciem katalizatora i bez, uwodornianie, nitrowanie i sulfonowanie) 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> przewiduje kształt cząsteczki, znając typ hybrydyzacji wyjaśnia na dowolnych przykładach mechanizmy reakcji: substytucji, addycji i eliminacji oraz przegrupowania wewnątrzcząsteczkowego proponuje kolejne etapy substytucji i zapisuje je na przykładzie chlorowania etanu zapisuje mechanizm reakcji addycji na przykładzie reakcji etenu z chlorem zapisuje wzory strukturalne dowolnych węglowodorów (izomerów) oraz określa typ izomerii projektuje i doświadczalnie identyfikuje produkty całkowitego spalania węglowodorów zapisuje równania reakcji spalania węglowodorów z zastosowaniem wzorów ogólnych węglowodorów udowadnia, że dwa węglowodory o takim samym składzie procentowym mogą należeć do dwóch różnych szeregów homologicznych projektuje doświadczenia chemiczne dowodzące różnic we właściwościach węglowodorów nasyconych, nienasyconych i aromatycznych

	<p>zatora, uwodornianie, nitrowanie i sulfonowanie)</p> <ul style="list-style-type: none"> – wymienia przykłady (wzory i nazwy) homologów benzenu – wymienia przykłady (wzory i nazwy) arenów wielopierścieniowych – wyjaśnia pojęcia: <i>izomeria łańcuchowa, położeniowa, funkcyjna, cis-trans</i> – wymienia przykłady izomerów <i>cis</i> i <i>trans</i> oraz wyjaśnia różnice między nimi 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia, na czym polega kierujący wpływ podstawników – omawia kierujący wpływ podstawników i zapisuje równania reakcji chemicznych – charakteryzuje areny wielopierścieniowe, zapisuje ich wzory i podaje nazwy – bada właściwości naftalenu – podaje nazwy izomerów <i>cis-trans</i> węglowodorów o kilku atomach węgla 	
--	--	---	--

Wybrane wiadomości i umiejętności, wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

– podaje przykłady i wyjaśnia mechanizm reakcji substytucji nukleofilowej i elektrofilowej.

3. Jednofunkcyjne pochodne węglodorów

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcia: <i>grupa funkcyjna, fluorowcopochodne, alkohole mono- i polihydroksylowe, fenole, aldehydy, ketony, kwasy karboksylowe, estry, aminy, amidy</i> – zapisuje wzory i podaje nazwy grup funkcyjnych, które występują w związkach organicznych – zapisuje wzory i nazwy wybranych fluorowcopochodnych – zapisuje wzory metanolu i etanolu, podaje ich właściwości oraz wpływ na organizm człowieka – podaje zasady nazewnictwa systematycznego fluorowcopochodnych, alkoholi monohydroksylowych i polihydroksylowych, aldehydów, ketonów, estrów, amin, amidów i kwasów karboksylowych – zapisuje wzory ogólne alkoholi monohydroksylowych, aldehydów, ketonów, kwasów karboksylowych, estrów, amin i amidów – zapisuje wzory półstrukturalne i sumaryczne czterech pierwszych członów szeregu homologicznego alkoholi – określa, na czym polega proces fermentacji alkoholowej – zapisuje wzór glicerolu, podaje jego nazwę systematyczną, właściwości i za- 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcia: <i>grupa funkcyjna, fluorowcopochodne, alkohole mono- i polihydroksylowe, fenole, aldehydy, ketony, kwasy karboksylowe, estry, aminy, amidy</i> – omawia metody otrzymywania i zastosowania fluorowcopochodnych węglodorów – wyjaśnia pojęcie rzędowości alkoholi i amin – zapisuje wzory 4 pierwszych alkoholi w szeregu homologicznym i podaje ich nazwy systematyczne – wyprowadza wzór ogólny alkoholi monohydroksylowych na podstawie wzorów czterech pierwszych członów szeregu homologicznego tych związków chemicznych – podaje nazwy systematyczne alkoholi metylowego i etylowego – zapisuje równania reakcji chemicznych, którym ulegają fluorowcopochodne (spalanie, reakcje z sodem i z chlorowodorem) – zapisuje równanie reakcji fermentacji alkoholowej i wyjaśnia złożoność tego procesu – zapisuje wzór glikolu, podaje jego nazwę systematyczną, właściwości i zastosowania 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – omawia właściwości fluorowcopochodnych węglodorów – porównuje właściwości alkoholi monohydroksylowych o łańcuchach węglowych różnej długości – bada doświadczalnie właściwości etanolu i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych (rozpuszczalność w wodzie, palność, reakcja z sodem, odczyn, działanie na białko jaja, reakcja z chlorowodorem) – wykrywa obecność etanolu – bada doświadczalnie właściwości glicerolu (rozpuszczalność w wodzie, palność, reakcja glicerolu z sodem) – bada doświadczalnie charakter chemiczny fenolu w reakcji z wodorotlenkiem sodu i zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej – omawia kierujący wpływ podstawników oraz zapisuje równania reakcji bromowania i nitrowania fenolu – przeprowadza próby Tollensa i Trommera dla aldehydu octowego – zapisuje równania reakcji przedstawiające próby Tollensa i Trommera dla aldehydów mrówkowego i octowego – wyjaśnia, na czym polega próba jodo- 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia przebieg reakcji polimeryzacji fluorowcopochodnych – porównuje doświadczalnie charakter chemiczny alkoholi mono- i polihydroksylowych na przykładzie etanolu i glicerolu – wyjaśnia zjawisko kontrakcji etanolu – ocenia wpływ pierścienia benzenowego na charakter chemiczny fenolu – wykrywa obecność fenolu – porównuje budowę cząsteczek oraz właściwości alkoholi i fenoli – proponuje różne metody otrzymywania alkoholi i fenoli oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – wykazuje, że aldehydy można otrzymać w wyniku utleniania alkoholi I-rzędowych, zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – udowadnia, że aldehydy mają właściwości redukujące, przeprowadza odpowiednie doświadczenia i zapisuje równania reakcji chemicznych – przeprowadza reakcję polikondensacji formaldehydu z fenolem, zapisuje jej równanie i wyjaśnia, czym różni się ona od reakcji polimeryzacji – proponuje różne metody otrzymywania aldehydów oraz zapisuje odpowiednie

<p>stosowania</p> <ul style="list-style-type: none"> - zapisuje wzór fenolu, podaje jego nazwę systematyczną, właściwości i zastosowania - zapisuje wzory aldehydów mrówkowego i octowego, podaje ich nazwy systematyczne - omawia metodę otrzymywania metanalu i etanalu - wymienia reakcje charakterystyczne aldehydów - zapisuje wzór i określa właściwości acetonu jako najprostszego ketonu - zapisuje wzory kwasu mrówkowego i octowego, podaje ich nazwy systematyczne, właściwości i zastosowania - omawia, na czym polega proces fermentacji octowej - podaje przykład kwasu tłuszczowego - określa, co to są mydła i podaje sposób ich otrzymywania - zapisuje dowolny przykład reakcji zmydlania - omawia metodę otrzymywania estrów, podaje ich właściwości i zastosowania - definiuje tłuszcze jako specyficzny rodzaj estrów - podaje, jakie właściwości mają tłuszcze i jaką funkcję pełnią w organizmie człowieka - dzieli tłuszcze na proste i złożone oraz wymienia przykłady takich tłuszczów - zapisuje wzór metyloaminy i określa jej właściwości - zapisuje wzór mocznika i określa jego właściwości 	<ul style="list-style-type: none"> - zapisuje równanie reakcji spalania glicerolu oraz równanie reakcji glicerolu z sodem - zapisuje wzór ogólny fenoli, podaje źródła występowania, otrzymywanie i właściwości fenolu (benzenolu) - zapisuje wzory czterech pierwszych aldehydów w szeregu homologicznym i podaje ich nazwy systematyczne - zapisuje równanie reakcji otrzymywania aldehydu octowego z etanalu - wyjaśnia przebieg reakcji charakterystycznych aldehydów na przykładzie aldehydu mrówkowego (próba Tollensa i próba Trommera) - wyjaśnia zasady nazewnictwa systematycznego ketonów - omawia metody otrzymywania ketonów - zapisuje wzory czterech pierwszych kwasów karboksylowych w szeregu homologicznym i podaje ich nazwy systematyczne - zapisuje równanie reakcji fermentacji octowej jako jednej z metod otrzymywania kwasu octowego - omawia właściwości kwasów mrówkowego i octowego (odczyn, palność, reakcje z metalami, tlenkami metali i zasadami); zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych - omawia zastosowania kwasu octowego - zapisuje wzory trzech kwasów tłuszczowych, podaje ich nazwy i wyjaśnia, dlaczego są zaliczane do wyższych kwasów karboksylowych - otrzymuje mydło sodowe (stearynian sodu), bada jego właściwości i zapisuje równanie reakcji chemicznej - wyjaśnia, na czym polega reakcja estryfikacji - zapisuje wzór ogólny estru - zapisuje równanie reakcji otrzymywania octanu etylu i omawia warunki, w jakich zachodzi ta reakcja chemiczna - przeprowadza reakcję otrzymywania octanu etylu i bada jego właściwości - omawia miejsca występowania i zastosowania estrów 	<ul style="list-style-type: none"> - formowa i u jakich ketonów zachodzi bada doświadczalnie właściwości acetonu i wykazuje, że ketony nie mają właściwości redukujących - bada doświadczalnie właściwości kwasu octowego oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych (palność, odczyn, reakcje z magnezem, tlenkiem miedzi(II) i wodorotlenkiem sodu) - bada doświadczalnie właściwości kwasu stearynowego i oleinowego (reakcje z wodorotlenkiem sodu oraz z wodą bromową) i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych - porównuje właściwości kwasów karboksylowych zmieniające się w zależności od długości łańcucha węglowego - wyjaśnia mechanizm reakcji estryfikacji - przeprowadza hydrolizę octanu etylu i zapisuje równanie reakcji chemicznej - proponuje sposób otrzymywania estru kwasu nieorganicznego, zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej - przeprowadza reakcję zmydlania tłuszczu i zapisuje równanie reakcji chemicznej - zapisuje równanie reakcji hydrolizy tłuszczu - bada doświadczalnie zasadowy odczyn aniliny oraz zapisuje odpowiednie równanie reakcji chemicznej - bada właściwości amidów - zapisuje równanie reakcji hydrolizy acetamidu - bada doświadczalnie właściwości mocznika jako pochodnej kwasu węglowego - przeprowadza reakcję hydrolizy mocznika i zapisuje równanie tej reakcji - zapisuje równanie reakcji kondensacji mocznika i wskazuje wiązanie peptydowe w cząsteczce powstałego związku chemicznego 	<ul style="list-style-type: none"> - równania reakcji chemicznych - wyjaśnia, dlaczego w wyniku utleniania alkoholi I-rzędowych powstają aldehydy, natomiast II-rzędowych – ketony - analizuje i porównuje budowę cząsteczek oraz właściwości aldehydów i ketonów - udowadnia, że aldehydy i ketony o tej samej liczbie atomów węgla są względem siebie izomerami - dokonuje klasyfikacji kwasów karboksylowych ze względu na długość łańcucha węglowego, charakter grupy węglodorowej oraz liczbę grup karboksylowych - porównuje właściwości kwasów nieorganicznych i karboksylowych na wybranych przykładach - ocenia wpływ wiązania podwójnego w cząsteczce na właściwości kwasów tłuszczowych - proponuje różne metody otrzymywania kwasów karboksylowych oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych - zapisuje równania reakcji powstawania estrów różnymi sposobami i podaje ich nazwy systematyczne - udowadnia, że estry o takim samym wzorze sumarycznym mogą mieć różne wzory strukturalne i nazwy - projektuje i wykonuje doświadczenie wykazujące nienasycony charakter oleju roślinnego - udowadnia, że aminy są pochodnymi zarówno amoniaku, jak i węglowodorów - udowadnia na dowolnych przykładach, na czym polega różnica w rzędowości alkoholi i amin - wyjaśnia przyczynę zasadowych właściwości amoniaku i amin - porównuje przebieg reakcji hydrolizy acetamidu w środowisku kwasu siarkowego(VI) i wodorotlenku sodu
---	---	---	---

<ul style="list-style-type: none"> – dzieli tłuszcze ze względu na pochodzenie i stan skupienia – wyjaśnia, na czym polega reakcja zmydlania tłuszczów – podaje kryterium podziału tłuszczów na proste i złożone – omawia ogólne właściwości lipidów oraz ich podział – wyjaśnia budowę cząsteczek amin, ich rzędowość i nazewnictwo systematyczne – wyjaśnia budowę cząsteczek amidów – omawia właściwości oraz zastosowania amin i amidów 	
--	--

Wybrane wiadomości i umiejętności, wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- wyjaśnia przebieg reakcji eliminacji jako jednej z metod otrzymywania alkenów z fluorowcopochodnych,
- przedstawia metodę otrzymywania związków magnezoorganicznych oraz ich właściwości,
- przedstawia właściwości fluorowcopochodnych węglowodorów aromatycznych i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych,
- wyjaśnia różnicę pomiędzy reakcją kondensacji i polikondensacji na przykładzie poliamidów i poliuretanów.

4. Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów

Ocena dopuszczająca [1]	Ocena dostateczna [1 + 2]	Ocena dobra [1 + 2 + 3]	Ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcia: <i>czynność optyczna, chiralność, asymetryczny atom węgla, izomeria optyczna, enancjomery</i> – definiuje pojęcia: <i>hydroksykwas, aminokwas, białko, węglowodany, reakcje charakterystyczne</i> – zapisuje wzór najprostszego hydroksykwasu i podaje jego nazwę – zapisuje wzór najprostszego aminokwasu i podaje jego nazwę – omawia rolę białka w organizmie – podaje sposób, w jaki można wykryć obecność białka – dokonuje podziału węglowodanów na proste i złożone, podaje po jednym przykładzie każdego z nich (nazwa, wzór sumaryczny) – omawia rolę węglowodanów w organizmie człowieka – określa właściwości glukozy, sacharozy, skrobi i celulozy oraz wymienia źródła występowania tych substancji w przyrodzie 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcia: <i>czynność optyczna, chiralność, asymetryczny atom węgla, izomeria optyczna, enancjomery</i> – konstruuje model cząsteczki chiralnej – wyjaśnia pojęcia: <i>koagulacja, wysalanie, peptyzacja, denaturacja białka, fermentacja alkoholowa, fotosynteza, hydroliza</i> – wyjaśnia, czym są: reakcje biuretowa i ksantoproteinowa – wyjaśnia pojęcie dwufunkcyjne pochodne węglowodorów – wymienia miejsca występowania oraz zastosowania kwasów mlekowego i salitylowego – zapisuje równanie reakcji kondensacji dwóch cząsteczek glicyny i wskazuje wiązanie peptydowe – zapisuje wzór ogólny węglowodanów oraz dzieli je na cukry proste, dwucukry i wielocukry – wie, że glukoza jest aldehydem polihydroksylowym i wyjaśnia tego konsekwencje, zapisuje wzór liniowy czą- 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – analizuje wzory strukturalne substancji pod kątem czynności optycznej – omawia sposoby otrzymywania i właściwości hydroksykwasów – wyjaśnia, co to jest aspiryna – bada doświadczalnie glicynę i wykazuje jej właściwości amfoteryczne – zapisuje równania reakcji powstawania di- i tripeptydów z różnych aminokwasów oraz zaznacza wiązania peptydowe – wyjaśnia, co to są aminokwasy kwasowe, zasadowe i obojętne oraz podaje odpowiednie przykłady – wskazuje asymetryczne atomy węgla we wzorach związków chemicznych – bada skład pierwiastkowy białek – przeprowadza doświadczenia: koagulacji, peptyzacji oraz denaturacji białek – bada wpływ różnych czynników na 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – analizuje schemat i zasadę działania polarymetru – zapisuje wzory perspektywiczne i projekcyjne wybranych związków chemicznych – oblicza liczbę stereoisomerów na podstawie wzoru strukturalnego związku chemicznego – zapisuje równania reakcji chemicznych potwierdzających obecność grup funkcyjnych w hydroksykwasach – wyjaśnia pojęcia <i>diastereoizomery, mieszanina racemiczna</i> – udowadnia właściwości amfoteryczne aminokwasów oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych – analizuje tworzenie się wiązań peptydowych na wybranym przykładzie – podaje przykłady aminokwasów białkowych oraz ich skrócone nazwy trzylitrowe – zapisuje równanie reakcji powstawa-

<ul style="list-style-type: none"> - zapisuje równania reakcji charakterystycznych glukozy i skrobi 	<p>stechki glukozy</p> <ul style="list-style-type: none"> - omawia reakcje charakterystyczne glukozy - wyjaśnia znaczenie reakcji fotosyntezy w przyrodzie oraz zapisuje równanie tej reakcji chemicznej - zapisuje równania reakcji hydrolizy sacharozy i skrobi oraz podaje nazwy produktów - wymienia różnice w budowie cząsteczek skrobi i celulozy - potrafi wykryć obecność skrobi w badanej substancji - omawia miejsca występowania i zastosowania sacharydów 	<p>białko jaja</p> <p>przeprowadza reakcje charakterystyczne białek</p> <ul style="list-style-type: none"> - bada skład pierwiastkowy węglowodanów - bada właściwości glukozy i przeprowadza reakcje charakterystyczne z jej udziałem - bada właściwości sacharozy i wykazuje, że jej cząsteczka nie zawiera grupy aldehydowej - bada właściwości skrobi - wyjaśnia znaczenie biologiczne sacharydów 	<p>nia tripeptydu, np. Ala-Gly-Ala, na podstawie znajomości budowy tego związku chemicznego</p> <ul style="list-style-type: none"> - analizuje białka jako związki wielko-cząsteczkowe, opisuje ich struktury - analizuje etapy syntezy białka - projektuje doświadczenie wykazujące właściwości redukcyjne glukozy - doświadczalnie odróżnia glukozę od fruktozy - zapisuje i interpretuje wzory glukozy: sumaryczny, liniowy i pierścieniowy - zapisuje wzory tafłowe i łańcuchowe glukozy i fruktozy, wskazuje wiązanie półacetalowe - zapisuje wzory tafłowe sacharozy i maltozy, wskazuje wiązanie półacetalowe i wiązanie O-glikozydowe - przeprowadza hydrolizę sacharozy i bada właściwości redukujące produktów tej reakcji chemicznej - analizuje właściwości skrobi i celulozy wynikające z różnicy w budowie ich cząsteczek - analizuje proces hydrolizy skrobi i wykazuje złożoność tego procesu - proponuje doświadczenia umożliwiające wykrycie różnych grup funkcyjnych
--	--	--	--

Wybrane wiadomości i umiejętności, wykraczające poza treść wymagań podstawy programowej, których spełnienie może być warunkiem wystawienia oceny celującej. Uczeń:

- analizuje różnice między konfiguracją względną L i D oraz konfiguracją absolutną R i S,
- wyznacza konfiguracje D i L wybranych enancjomerów,
- stosuje reguły pierwszeństwa podstawników do wyznaczania konfiguracji absolutnej R i S,
- dokonuje podziału monosacharydów na izomery D i L,
- podaje przykłady izomerów D i L monosacharydów,
- zapisuje nazwę glukozy uwzględniającą skręcalność, konfigurację względną i położenie grupy hydroksylowej przy anomerycznym atomie węgla.

Część III Dostosowanie wymagań edukacyjnych z matematyki do indywidualnych psychofizycznych i edukacyjnych potrzeb ucznia z dysfunkcjami

DYSLEKSJA

- nie „wrywać” ucznia do natychmiastowej odpowiedzi (przygotować wcześniej zapowiedź, że będzie pytany)
- w trakcie rozwiązywania zadań tekstowych sprawdzać, czy uczeń dokładnie przeczytał treść zadania, czy prawidłowo ją zrozumiał a w razie potrzeby udzielić dodatkowych wskazówek
- zwiększyć ilość czasu na rozwiązanie zadań sprawdzianu pisemnego
- materiał sprawiający trudności, dłużej utrwać , dzielić na mniejsze partie
- oceniać tok rozumowania, nawet gdyby ostateczny wynik zadania był błędny (pomyłki rachunkowe)
- oceniać dobrze, jeżeli wynik zadania jest prawidłowy, choćby sposób dojścia do niego był niezbyt jasny
- uwzględniać trudności związane z zapisywaniem reakcji chemicznej z myleniem znaków działań +, -, lub ładunków jonów
- formułować pytania tak, aby wymagały krótkiej odpowiedzi ewentualnie stosować pytania pomocnicze
- zapisywać na tablicy nowe pojęcia i wzory chemiczne
- dbać o utrzymywanie koncentracji na lekcji i w czasie demonstracji ćwiczeń praktycznych

DYSGRAFIA

- zapisywać na tablicy nowe pojęcia i graficznie ilustrować omawiane zagadnienia (np. przebieg doświadczeń chemicznych)
- wydłużyć czas potrzebny na odpowiedź
- (brzydkie, nieczytelne pismo)-wymaganie merytorycznego do oceny pracy pisemnej takie samo jak dla innych uczniów, natomiast sprawdzenie pracy pisemnej może być niekonwencjonalne np. jeżeli nauczyciel nie może przeczytać pracy ucznia , to może go poprosić aby uczynił to sam, lub przepisać ustnie z tego zakresu materiału
- przygotować prace pisemne w oparciu o polecenia zapisane a nie dyktowane
- łagodniej oceniać wykonane przez ucznia wykresy, rysunki, wzory chemiczne

DYSORTOGRAFIA

- w ocenie nie uwzględniać np. błędów ort., pisowni małą, wielką literą, braku znaków interpunkcyjnych, pisowni łącznej lub nie, zmienionej kolejności liter w wyrazach

DYSKALKULIA

- oceniać przede wszystkim tok rozumowania w zadaniach nie techniczną stroną liczenia. Dostosowanie wymagań będzie więc dotyczyć tylko formy sprawdzenia wiedzy poprzez koncentrację, na prześledzeniu toku rozumowania w danym zadaniu. Jeśli jest on poprawny to wystawiamy ocenę pozytywną (nie bierzemy wówczas pod uwagę przedstawienie kolejności w np. liczbie , we wzorach chemicznych)

UCZEŃ Z NIEPOWODZENIAMI SZKOLNYMI

- stworzyć w klasie atmosferę sprzyjającą odpowiedzi ustnej w celu uniknięcia upokorzenia ucznia i zapewnić mu poczucie bezpieczeństwa
- pozostawić uczniowi czas do namysłu lub umożliwić przygotowanie planu wypowiedzi
- stworzyć możliwość odpowiedzi pisemnej zamiast ustnej
- stosować pytania pomocnicze podczas odpowiedzi ustnej
- doceniać i pozytywnie wzmocniać nawet niewielkie sukcesy

-punktować poszczególne czynności w zadaniach pisemnych, tak by nawet przy ostatecznym błędnym wyniku otrzymał punkty za poprawnie wykonaną część zadania

UCZEŃ ZDOLNY

-kształtować twórcze myślenie

-rozwijać pozytywną samoocenę

-stworzyć warunki do pogłębiania i poszerzania zdobytych wiadomości i umiejętności z zakresu chemii

-rozbudzać zainteresowanie naukami przyrodniczymi, chemicznymi, ekologicznymi, ochrony środowiska

-rozwijać umiejętności samodzielnego zdobywania wiedzy

-przygotowywać do udziału w konkursach

Formy pracy z uczniem zdolnym

-stwarzać możliwości wyboru zadań, prac domowych o większej skali trudności, zadań konkursowych, maturalnych

-różnicować stopnie trudności prac klasowych

-stwarzać warunki aby mógł prowadzić fragmenty lekcji, demonstrować ćwiczenia praktyczne

-zachęcać do korzystania z czasopism popularno-naukowych np. "Wiedza i życie", „Świat nauki”, „Aura”, „Młody technik”

-angażować aby uczestniczył w zajęciach pozalekcyjnych (kółko chemiczne)

Część IV Sposoby sprawdzania osiągnięć edukacyjnych

Część IV Sposoby sprawdzania osiągnięć edukacyjnych klasa 2 i 3

1) Podstawą oceniania są programy nauczania skonstruowane na bazie określonej przez MEN podstawy programowej z chemii. Biorąc pod uwagę poziom osiągnięć edukacyjnych oraz możliwości intelektualnych uczniów w danej klasie nauczyciel chemii może rozszerzyć materiał nauczania o treści dodatkowe.

Ocenianie odbywa się na podstawie wymagań edukacyjnych które dostępne są na stronie internetowej szkoły

2) Formy pracy ucznia, które podlegają ocenie:

a) praca klasowa pisemna (sprawdzian)

• zapowiedziana z tygodniowym wyprzedzeniem w zakresie ustalonym z uczniami

- uczeń ma prawo poprawić każdy sprawdzian niezależnie od oceny w terminie do 2 tygodni po oddaniu i omówieniu sprawdzianu. Poprawa danej pracy klasowej może być pisana tylko raz. Jeżeli uczeń nie poprawi oceny niedostatecznej w czasie 2 tygodni to istnieje dodatkowa możliwość poprawy oceny niedostatecznej z danego działu na koniec semestru lub na koniec roku. Istnieje tylko jedna taka próba najpóźniej na 2 tygodnie przed planowanym klasyfikacyjnym posiedzeniem RP w terminie wyznaczonym przez nauczyciela.

- Uczeń nieobecny na sprawdzianie ma obowiązek napisania tego sprawdzianu w czasie 1 tygodnia od powrotu do szkoły. Jeżeli w tym terminie uczeń nie napisze sprawdzianu istnieje możliwość napisania tego sprawdzianu pod koniec semestru lub roku w podanym przez nauczyciela terminie.

b) kartkówka niezapowiedziana

- obejmująca materiał pięciu ostatnich lekcji bądź sprawdzająca pracę domową i trwająca nie dłużej niż 15 minut.
- c) kartkówka zapowiedziana
- obejmująca materiał z 10 ostatnich lekcji i trwająca nie dłużej niż 20 minut
- d) odpowiedź ustna
- e) aktywność ucznia i zaangażowanie na lekcjach
- f) wyniki uzyskane w konkursach przedmiotowych
- g) postawa wobec przedmiotu i wysiłek wkładany w naukę
- h) praca w grupach
- i) referaty, prezentacje
- j) zadania domowe .
- k) W klasach trzecich dodatkowo ocenie będą podlegały sprawdziany powtórkowe (z klas I i II) ; nie ma obowiązku poprawiania tych sprawdzianów)
- 3) Zasady przeprowadzania sprawdzianów:
 - a) Uczeń ma prawo znać termin i zakres kartkówki zapowiedzianej i pracy klasowej.
 - b) Uczeń powinien znać termin lekcji powtórzeniowej i zakres materiału.
 - c) Nauczyciel zobowiązany jest do oddawania prac:
 - kartkówek – do 7 dni
 - prac klasowych – w terminie nie dłuższym niż 14 dni.
 - d) W przypadku przekroczenia terminu sprawdzenia pracy pisemnej nauczyciel może wstawić oceny do dziennika tylko za zgodą uczniów (zasada ta nie dotyczy przypadku nieobecności w szkole nauczyciela).
 - e) W czasie nieobecności nauczyciela w dniu sprawdzianu, sprawdzian odbywa się na najbliższej lekcji z danym nauczycielem lub następnym terminem ustala się na najbliższej lekcji z klasą.
 - f) Uczeń otrzymuje do wglądu sprawdzone i ocenione prace pisemne które omawiane są na lekcji ze wskazaniem co uczeń robi dobrze i co i jakie wiadomości i umiejętności muszą zostać poprawione poprawy.
 - g) Rodzic (opiekun prawny) ma prawo wglądu do sprawdzonej pracy pisemnej.
 - h) Nauczyciel danego przedmiotu nie może zrobić następnej pracy klasowej bez uprzedniego oddania i omówienia poprzedniej.
 - i) Na prośbę uczniów lub wychowawcy, nauczyciel może przełożyć planowaną pracę pisemną.
- 4) Uczeń korzystający na pracy pisemnej z niedozwolonej pomocy otrzymuje ocenę niedostateczną.
- 6) Oceny są jawne dla ucznia i jego rodziców (opiekunów prawnych).
- 7) Nauczyciel uzasadnia ustnie ustalone oceny bieżące, klasyfikacyjne śródroczne i roczne. Uzasadnienie powinno zawierać:
 - 1) co uczeń robi dobrze,
 - 2) co i jak wymaga poprawy,
 - 3) jak powinien się uczyć.
- 8) Sprawdzone i ocenione prace pisemne ucznia są udostępniane i uzasadniane ustnie uczniowi podczas lekcji na której omawiane są wyniki tej pracy pisemnej. Prace te są udostępniane i uzasadniane rodzicom na ich prośbę.

Warunki i tryb uzyskiwania wyższej niż przewidywana rocznej oceny klasyfikacyjnej

Zgodnie ze Statutem Szkoły