

Szczegółowe wymagania edukacyjne

niezbędne do uzyskania przez uczniów klasy z programem nauczania **chemii na poziomie rozszerzonym**

poszczególnych śródrocznych i końcoworocznych ocen klasyfikacyjnych

przygotowane na podstawie treści zawartych w podstawie programowej

oraz w podręczniku *Chemia. Odkrywamy na nowo*.

Temat	Ocena dopuszczająca	Ocena dostateczna	Ocena dobra	Ocena bardzo dobra	Ocena celująca
Dział 1. Chemia nieorganiczna					
Lekcja organizacyjna. Zapoznanie z regulaminem BHP	Uczeń: –	Uczeń: –	Uczeń: –	Uczeń: –	Uczeń: –
Opisywanie doświadczeń chemicznych	– wymienia nazwy podstawowego sprzętu laboratoryjnego – wymienia elementy, z jakich składa się opis doświadczenia	– wymienia nazwy bardziej zaawansowanego sprzętu laboratoryjnego – opisuje proste doświadczenie	– opisuje bardziej złożone doświadczenie	– projektuje i opisuje doświadczenie	– projektuje i opisuje ciąg doświadczeń, wykorzystujących przemiany chemiczne i zjawiska fizyczne
Substancje proste, związki i mieszaniny	– podaje definicję substancji prostej, związku chemicznego i mieszaniny – wymienia występujące między nimi różnice	– podaje przykłady substancji prostych, związków chemicznych i mieszanin	– opisuje podstawowe właściwości fizyczne substancji na podstawie obserwacji	– proponuje przykłady substancji o danych właściwościach	– przewiduje właściwości substancji na podstawie ich wzorów chemicznych

Metody rozdzielania mieszanin	– wymienia i definiuje podstawowe metody rozdzielania mieszanin	– wymienia i definiuje bardziej złożone metody rozdzielania mieszanin	– dla danej mieszaniny wskazuje metodę jej rozdziału – opisuje zaproponowane doświadczenie	– wskazuje metody rozdziału bardziej złożonych mieszanin – podaje kryteria, jakie muszą spełniać składniki mieszaniny, aby można je było rozdzielić daną metodą	– projektuje i opisuje sposób wykorzystania procesu chemicznego do rozdzielania mieszaniny
Pierwiastki chemiczne	– wymienia podstawowe metale i niemetale – podaje ich najważniejsze cechy fizyczne	– wymienia więcej przykładów metali i niemetali – wskazuje na różnice w ich właściwościach fizycznych	– wyjaśnia, jak zmieniają się właściwości fizyczne metali i niemetali w zależności od ich położenia w układzie okresowym	– dla konkretnych metali i niemetali porównuje właściwości fizyczne, wynikające z położenia w układzie okresowym	– podaje cechy fizyczne charakteryzujące konkretne metale i niemetale (wykazuje się pewną wiedzą tablicową)
Nazewnictwo tlenków jako związków dwuskładnikowych. Otrzymywanie tlenków	– podaje nazwy i wzory podstawowych tlenków – wymienia metody otrzymywania tlenków	– podaje nazwę dla tlenku o danym wzorze i wzór dla tlenku o podanej nazwie – zapisuje równania reakcji otrzymywania podstawowych tlenków	– zapisuje równania reakcji otrzymywania większości tlenków	– opisuje warunki fizyczne procesu otrzymania tlenku – projektuje doświadczenie, prowadzące do otrzymania tlenku	– zna warunki reakcji otrzymywania konkretnych tlenków
Właściwości fizyczne i chemiczne tlenków prostych	– wymienia rodzaje tlenków ze względu na ich charakter chemiczny	– podaje przykłady tlenków poszczególnych rodzajów – definiuje poszczególne rodzaje tlenków	– zapisuje równania reakcji, ilustrujące zachowanie tlenków względem wody	– projektuje i opisuje doświadczenie, pozwalające określić charakter chemiczny tlenku	– dla tlenków kwasowych i zasadowych podaje związek pomiędzy budową tlenku a jego charakterem chemicznym
Właściwości fizyczne i chemiczne tlenków prostych– ćwiczenia w zapisywaniu równań reakcji	– zapisuje równania reakcji podstawowych tlenków kwasowych i zasadowych	– zapisuje równania reakcji większości tlenków kwasowych i zasadowych	– na podstawie opisu słownego zapisuje równania reakcji, ilustrujące właściwości tlenków kwasowych i zasadowych	– projektuje i opisuje doświadczenie, ilustrujące zachowanie tlenków kwasowych i zasadowych względem kwasów i zasad	– projektuje równania reakcji mniej typowych tlenków kwasowych z zasadami i proponuje nazwy powstających soli

Właściwości fizyczne i chemiczne tlenków prostych – tlenki amfoteryczne	– wymienia przykłady tlenków amfoterycznych i definiuje ten rodzaj tlenków	– zapisuje równania reakcji tlenków amfoterycznych z kwasami	– zapisuje równania reakcji tlenków amfoterycznych z zasadami	– projektuje doświadczenie, potwierdzające amfoteryczny charakter tlenku	– wyjaśnia budowę związków kompleksowych, tworzonych w reakcji tlenków amfoterycznych z zasadami
Wodorotlenki i zasady	– omawia budowę wodorotlenków – podaje nazwy i wzory podstawowych wodorotlenków – wymienia metody otrzymywania wodorotlenków	– podaje nazwy i wzory większości wodorotlenków – zapisuje równania reakcji otrzymywania podstawowych wodorotlenków – zna pojęcie wody amoniakalnej	– zapisuje równania reakcji otrzymywania większości wodorotlenków	– projektuje i opisuje doświadczenie, pozwalające na otrzymanie wodorotlenku	– podaje przykłady innych substancji o właściwościach zasadowych i charakteryzujące je równania reakcji
Główne właściwości chemiczne wodorotlenków i zasad	– wymienia rodzaje wodorotlenków ze względu na charakter chemiczny oraz definiuje je	– zapisuje równania reakcji wodorotlenków zasadowych	– zapisuje równania reakcji wodorotlenków amfoterycznych	– projektuje i opisuje doświadczenie, potwierdzające zasadowy lub amfoteryczny charakter wodorotlenku	– wyjaśnia związek pomiędzy budową wodorotlenku a jego charakterem chemicznym
Kwasy i ich rodzaje – nazewnictwo kwasów nieorganicznych. Otrzymywanie kwasów	– podaje wzory i nazwy podstawowych kwasów – wymienia metody otrzymywania kwasów beztlenowych i tlenowych	– podaje wzory i nazwy większości kwasów – zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów tlenowych i beztlenowych	– wymienia kwasy mocne – opisuje właściwości fizyczne podstawowych kwasów	– projektuje doświadczenie, pozwalające otrzymać kwas	– omawia zależność mocy kwasu od jego budowy
Główne właściwości fizyczne i chemiczne kwasów	– podaje zabarwienie wskaźników kwasowo-zasadowych w roztworach kwasów – wymienia reakcje, jakim ulegają kwasy	– zapisuje dla kwasów równania reakcji z wodorotlenkami i tlenkami oraz reakcji rozkładu	– na podstawie opisu słownego zapisuje równania reakcji, ilustrujące właściwości kwasów	– projektuje i opisuje doświadczenie, ilustrujące właściwości chemiczne kwasów	– wymienia inne substancje o charakterze kwasowym i zapisuje równania ich reakcji
Główne właściwości	– zapisuje równania	– wymienia kwasy	– zapisuje równania	– projektuje i opisuje	– zapisuje równania

fizyczne i chemiczne kwasów. Reakcje kwasów z metalami	reakcji kwasu solnego i rozcieńzonego roztworu kwasu siarkowego (VI) z metalami aktywnymi	utleniające i nieutleniające – opisuje różnice w ich reaktywności względem metali	reakcji stężonego roztworu kwasu siarkowego (VI) z metalami	doświadczenie, ilustrujące reakcje kwasów z metalami	reakcji kwasu azotowego (V) z metalami – opisuje zjawisko pasywacji metali
Metody otrzymywania soli	– podaje wzory i nazwy podstawowych soli – wymienia metody otrzymywania soli	– podaje wzory i nazwy większości soli – zapisuje równania reakcji otrzymywania podstawowych soli	– zapisuje równania reakcji otrzymywania większości soli	– zapisuje równania kolejnych przemian, prowadzących do otrzymania soli	– zna nietypowe sposoby otrzymywania soli i zapisuje równania ich reakcji
Sole. Proces hydrolizy soli	– opisuje przebieg reakcji strąceniowej, prowadzącej do otrzymania soli	– opisuje przebieg procesu zobojętnienia, prowadzącego do otrzymania soli	– opisuje przebieg innych reakcji, prowadzących do otrzymania soli	– projektuje i opisuje doświadczenie, pozwalające na otrzymanie soli	– projektuje i opisuje nietypowe sposoby otrzymywania soli
Wodorosole, hydroksosole i sole uwodnione	– opisuje budowę wodoro- i hydroksosoli	– zapisuje równania reakcji otrzymywania wodoro- i hydroksosoli w procesie zobojętniania	– podaje wzory i nazwy wodoro- i hydroksosoli	– opisuje różnice we właściwościach fizycznych soli bezwodnych i uwodnionych	– wymienia i omawia zastosowania wodoro- i hydroksosoli oraz hydratów
Podsumowanie wiadomości o związkach nieorganicznych	– podaje wzory i nazwy podstawowych związków nieorganicznych – wymienia metody otrzymywania podstawowych związków nieorganicznych – wymienia najprostsze reakcje podstawowych związków nieorganicznych	– podaje wzory i nazwy większości związków nieorganicznych – zapisuje równania reakcji otrzymywania podstawowych związków nieorganicznych – zapisuje równania reakcji, jakim ulegają podstawowe związki nieorganiczne	– zapisuje równania reakcji otrzymywania większości związków nieorganicznych – zapisuje równania reakcji, jakim ulega większość związków nieorganicznych	– projektuje doświadczenia, pozwalające otrzymać związki nieorganiczne oraz ilustrujące ich właściwości	– zapisuje równania mniej typowych reakcji związków nieorganicznych oraz zna warunki tych procesów
Sprawdzian z wiadomości o związkach	jw.	jw.	jw.	jw.	jw.

nieorganicznych					
Dział 2. Jądro atomowe					
Pojęcie mola. Liczba Avogadra	– zna i interpretuje pojęcie mola	– przelicza liczbę moli na liczbę cząstek i odwrotnie	– oblicza liczbę atomów w znanej liczbie moli cząsteczek	– na podstawie obliczeń porównuje liczbę atomów w dwu próbkach cząsteczek	– opisuje sposób, w jaki wyznaczono liczbę Avogadra
Obliczenia związane z pojęciem mola	– określa liczbę moli atomów w 1 molu cząsteczek	– oblicza liczbę moli atomów w znanej liczbie moli cząsteczek	– oblicza stosunki molowe atomów w cząsteczce	– na podstawie obliczeń określa, która z próbek zawiera większą liczbę moli atomów	– oblicza procentową zawartość molową danego pierwiastka w związku chemicznym
Masa molowa	– oblicza masy molowe związków chemicznych	– przelicza masę substancji na liczbę moli i odwrotnie	– oblicza liczbę cząsteczek substancji na podstawie jej masy	– oblicza stosunki masowe pierwiastków w związku chemicznym	– oblicza masy pojedynczych atomów i cząsteczek, wyrażone w gramach
Objętość molowa gazów	– zna i interpretuje pojęcie objętości molowej – charakteryzuje warunki normalne	– przelicza liczbę moli gazu na objętość i odwrotnie	– oblicza liczbę cząsteczek gazu w znanej objętości	– oblicza gęstość gazu i mieszaniny gazów w warunkach normalnych	– porównuje objętość substancji w stanie ciekłym i gazowym oraz interpretuje różnicę
Objętość gazów w dowolnych warunkach ciśnienia i temperatury	– zna i interpretuje równanie Clapeyrona	– oblicza objętość danej liczby moli gazu w określonych warunkach ciśnienia i temperatury	– oblicza liczbę cząsteczek gazu w danej objętości i określonych warunkach ciśnienia i temperatury	– oblicza gęstość gazu w dowolnych warunkach ciśnienia i temperatury	– porównuje tablicowe i obliczone gęstości gazów oraz interpretuje różnice
Ćwiczenia utrwalające umiejętności rachunkowe związane z pojęciem mola, masą i objętością molową gazów	– zna i interpretuje zależności pomiędzy liczbą moli i masą oraz objętością substancji	– przelicza liczbę moli substancji na masę i objętość	– znając masę i objętość substancji, oblicza liczbę cząsteczek	– porządkuje próbki substancji pod względem rosnącej liczby cząsteczek	– porównuje tablicowe gęstości ciał stałych i interpretuje różnice między nimi, wykonując niezbędne obliczenia
Obliczanie składu związku	– określa molowe zależności pomiędzy	– oblicza liczby moli reagentów niezbędne do	– oblicza liczby atomów i cząsteczek	– oblicza liczbę moli substratu, stanowiącą	– na podstawie znanych stosunków molowych

	reagentami	reakcji chemicznej	niezbędne do reakcji chemicznej	nadmiar stechiometryczny	reagentów zapisuje równanie reakcji chemicznej
Ilościowa interpretacja równań reakcji	– określa masowe i objętościowe zależności pomiędzy reagentami	– na podstawie mas substratów oblicza masę produktów reakcji – na podstawie objętości substratów oblicza objętość produktów reakcji	– na podstawie mas substratów oblicza objętość produktów i odwrotnie	– łączy w obliczeniach masy, objętości, liczby moli i liczby cząsteczek reagentów	– proponuje warunki przeprowadzenia danego procesu wraz z niezbędnymi masami lub objętościami reagentów
Obliczenia związane z reakcjami zachodzącymi między substratami użytymi w dowolnym stosunku	– interpretuje pojęcie warunków niestechiometrycznych – interpretuje pojęcie nadmiaru i niedomiaru	– wykonuje obliczenia, pozwalające określić, który reagent występuje w nadmiarze, a który w niedomiarze	– na podstawie mas substratów oblicza masę produktów reakcji – na podstawie objętości substratów oblicza objętość produktów reakcji	– na podstawie mas substratów oblicza objętość produktów i odwrotnie	– przewiduje alternatywny przebieg reakcji chemicznej w przypadku niedostatecznej ilości jednego z substratów
Typy roztworów. Sposoby wyrażania stężeń roztworów	– wymienia rodzaje roztworów i wskazuje odpowiednie przykłady – zna i interpretuje wzór na stężenie procentowe roztworu	– wymienia różnice pomiędzy danymi typami roztworów – oblicza stężenie procentowe roztworu, masę substancji i masę roztworu	– wyjaśnia zjawisko Tyndalla – oblicza stężenie molowe roztworu, uzyskanego przez zatężenie, rozcieńczenie lub zmieszanie innych roztworów	– oblicza stężenie procentowe roztworu na podstawie znanej liczby moli lub objętości substancji	– wykonuje obliczenia dla roztworów niewodnych z uwzględnieniem gęstości rozpuszczalnika
Obliczenia dotyczące rozpuszczalności	– zna i interpretuje pojęcie rozpuszczalności – odczytuje wartość rozpuszczalności danej soli, posługując się wykresem rozpuszczalności	– oblicza masę soli w roztworze nasyconym	– oblicza rozpuszczalność soli na podstawie stężenia procentowego roztworu nasyconego	– oblicza masę soli, jaką należy dodać/jaką wykrystalizuje przy zmianie temperatury roztworu nasyconego	– oblicza masę soli uwodnionej, jaką należy dodać/jaką wykrystalizuje przy zmianie temperatury roztworu nasyconego
Stężenie molowe	– zna i interpretuje wzór na stężenie	– oblicza stężenie molowe roztworu i	– oblicza masę wody i masę substancji,	– oblicza stężenie molowe roztworu,	– oblicza stężenie molowe roztworu,

	molowe roztworu	liczbę moli substancji	niezbędne do przygotowania roztworu o danym stężeniu molowym i danej gęstości	powstałego przez pochłonięcie w wodzie znanej objętości gazu	otrzymanego poprzez reakcję danej masy substancji z wodą
Przeliczanie stężeń	– zna wzór na przeliczanie stężeń lub inny sposób, pozwalający przeliczać stężenia	– oblicza stężenie molowe na podstawie procentowego i odwrotnie	– wyprowadza wzór, łączący stężenie molowe i procentowe	– łączy w obliczeniach stężenie procentowe, molowe i rozpuszczalność substancji	– interpretuje pojęcie stężenia molowego czystych substancji (wody, etanolu itd.) i oblicza wartości tych stężeń
Rozcieńczanie roztworów, zatężanie i mieszanie roztworów	– oblicza stężenie procentowe roztworu, powstałego przez zmieszanie dwu roztworów o znanej procentowości – oblicza stężenie molowe roztworu, powstałego przez zmieszanie dwu roztworów o znanych stężeniach molowych	– oblicza stężenie procentowe roztworu, powstałego przez dodanie substancji lub rozpuszczalnika do roztworu o znanej procentowości – oblicza stężenie molowe roztworu, powstałego przez dodanie substancji lub rozpuszczalnika do roztworu o znanym stężeniu molowym	– oblicza masę substancji i masę/objętość rozpuszczalnika, niezbędne do zmiany stężenia procentowego lub molowego roztworu	– oblicza stężenie molowe roztworu, powstałego przez zatężenie lub rozcieńczenie roztworu o znanym stężeniu procentowym	– oblicza stężenie procentowe lub molowe roztworu, otrzymanego na skutek większej liczby operacji
Przygotowanie roztworów o określonym stężeniu	– zna i prawidłowo stosuje sprzęt laboratoryjny, niezbędny do przygotowania roztworu – przygotowuje roztwór o danym stężeniu procentowym, dysponując substancją i	– przygotowuje roztwór o danym stężeniu molowym, dysponując substancją i wodą	– przygotowuje roztwór o danym stężeniu procentowym przez rozcieńczenie innego roztworu o znanej procentowości – przygotowuje roztwór o danym stężeniu molowym przez rozcieńczenie innego	– przygotowuje roztwór o danym stężeniu procentowym przez rozcieńczenie roztworu o danej molowości – przygotowuje roztwór o danym stężeniu molowym przez rozcieńczenie roztworu o danej procentowości	– proponuje metody doświadczalnego wyznaczenia stężenia procentowego i molowego roztworu

	wodą		roztworu o danej molowości		
Obliczenia dotyczące hydratów	– oblicza masę soli bezwodnej w 1 molu hydratu	– oblicza masę soli bezwodnej w określonej masie hydratu	– oblicza masę hydratu, niezbędną do przygotowania roztworu o danym stężeniu procentowym i molowym	– oblicza rozpuszczalność hydratu w wodzie, znając rozpuszczalność soli bezwodnej	– oblicza rozpuszczalność soli bezwodnej w wodzie, znając rozpuszczalność hydratu
Reakcje zachodzące w roztworach	– na podstawie stężeń i mas/objętości roztworów oblicza masy/liczby moli reagentów, biorących udział w reakcji	– dla reagentów zmieszanych w stosunku stechiometrycznym oblicza masę produktu	– dla reagentów zmieszanych w stosunku niestechiometrycznym oblicza masę/objętość produktu	– dla reagentów zmieszanych w stosunku niestechiometrycznym oblicza skład roztworu poreakcyjnego	– przewiduje inny przebieg reakcji w przypadku zmieszania reagentów w stosunku niestechiometrycznym, proponuje produkty i oblicza ich masy
Sprawdzian z obliczeń dotyczących ilości substancji oraz stężeń roztworów	jw.	jw.	jw.	jw.	jw.
Dział 3. Jądro atomowe					
Cząstki tworzące atom. Izotopy jako odmiany atomów tego samego pierwiastka	– wymienia i charakteryzuje rodzaje cząstek elementarnych – podaje skład atomu pierwiastka na podstawie znanej liczby atomowej i masowej	– podaje definicję izotopów, wskazuje przykłady izotopów	– podaje skład jonu tworzonego przez pierwiastek na podstawie liczby atomowej i masowej pierwiastka	– wyjaśnia różnice we właściwościach izotopów – oblicza średnią masę atomową pierwiastka	– przeprowadza obliczenia molowe dla cząsteczek złożonych z ciężkich izotopów pierwiastków
Naturalne przemiany promieniotwórcze	– wymienia i charakteryzuje naturalne przemiany promieniotwórcze – charakteryzuje promieniowanie α , β i γ	– zapisuje równania przemian α i β^- – wymienia zastosowania nuklidów promieniotwórczych	– podaje symbole nuklidów, powstających w wyniku kilku przemian promieniotwórczych – zna i interpretuje pojęcie szeregu	– omawia wpływ budowy atomu na jego zdolność do rozpadu promieniotwórczego	– przeprowadza obliczenia stechiometryczne dla przemian promieniotwórczych

			promieniotwórczego		
Promieniotwórczość sztuczna. Szybkość przemian promieniotwórczych	– zna i interpretuje pojęcie czasu półtrwania – na podstawie czasu półtrwania porównuje szybkość rozpadu dwu nuklidów	– uzupełnia równania przemian promieniotwórczych – konstruuje tabelę, przedstawiającą zależność masy nuklidu od czasu jego przechowywania	– zapisuje równanie przemiany β^+ – rysuje wykres zależności masy nuklidu od czasu przechowywania	– z wykresu odczytuje masę nuklidu, pozostałą po określonym czasie, czas niezbędny na rozpad określonej części nuklidu oraz czas półtrwania	– wyprowadza zależność matematyczną, pozwalającą obliczyć masę nuklidu, pozostałą po całkowitej liczbie okresów półtrwania
Dział 4. Powłoki elektronowe					
Rozwój wyobrażeń na temat budowy atomu	– wymienia najistotniejsze teorie atomistyczne – podaje najważniejsze założenia teorii Bohra	– wyjaśnia, od czego zależy wielkość atomu; porównuje promienie atomów tej samej grupy układu okresowego – zna i interpretuje pojęcie energii jonizacji	– porównuje wartości energii jonizacji atomów tej samej grupy układu okresowego	– zna i interpretuje pojęcie wzbudzenia	– łączy barwy światła, emitowanego przez wzbudzone atomy, z energią wzbudzenia
Współczesny model budowy atomu	– zna pojęcie orbitalu – wymienia typy orbitali	– opisuje kształty orbitali poszczególnych typów – porządkuje orbitale zgodnie z rosnącą energią	– zna i interpretuje zasadę nieoznaczoności – zna i interpretuje pojęcie dualizmu korpuskularno-falowego	– wskazuje różnice między klasycznym i kwantowym modelem budowy atomu	– interpretuje pojęcie gęstości elektronowej – rysuje wykres zależności gęstości elektronowej od odległości od jądra atomu dla orbitalu 1s
Kolejność wypełniania orbitali atomowych	– zapisuje konfiguracje elektronowe dla atomów H-Be, z uwzględnieniem rozkładu elektronów na podpowłokach i powłokach oraz systemu klatkowego	– zapisuje konfiguracje elektronowe dla atomów pierwszych dwu okresów układu okresowego, z uwzględnieniem rozkładu elektronów na podpowłokach i powłokach oraz systemu klatkowego	– zna treść reguły Hunda i zakazu Pauliego – zapisuje konfiguracje elektronowe dla atomów pierwszych trzech okresów układu okresowego, z uwzględnieniem rozkładu elektronów na	– przedstawia graficznie rozmieszczenie elektronów wokół atomu dla atomów pierwszych trzech okresów układu okresowego	– omawia, w jaki sposób elektrony, rozmieszczone na orbitalach bliższych jądra, wpływają na rozkład gęstości elektronowej na dalszych orbitalach

			podpowłokach i powłokach oraz systemu klatkowego		
Zapisywanie konfiguracji elektronowych	– zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwszych dwu okresów układu okresowego	– zapisuje konfiguracje elektronowe atomów grup głównych pierwszych czterech okresów układu okresowego	– zapisuje konfiguracje elektronowe atomów wszystkich grup pierwszych czterech okresów układu okresowego – zna i interpretuje zjawisko promocji elektronowej	– zapisuje konfiguracje elektronowe wybranych atomów, położonych w dalszych okresach układu okresowego	– omawia zjawisko nieregularności promocji elektronowej – wyjaśnia przyczyny promocji elektronowej
Konfiguracja elektronowa skrócona	– zapisuje konfiguracje elektronowe skrócone atomów pierwszych dwu okresów układu okresowego – wskazuje elektrony walencyjne i zapisuje wzory Lewisa tych atomów	– zapisuje konfiguracje elektronowe skrócone atomów grup głównych pierwszych czterech okresów układu okresowego – wskazuje elektrony walencyjne i zapisuje wzory Lewisa tych atomów	– zapisuje konfiguracje elektronowe skrócone atomów wszystkich grup pierwszych czterech okresów układu okresowego – wskazuje elektrony walencyjne i zapisuje wzory Lewisa tych atomów	– zapisuje konfiguracje elektronowe skrócone wybranych atomów, położonych w dalszych okresach układu okresowego – wskazuje elektrony walencyjne i zapisuje wzory Lewisa tych atomów	– na podstawie konfiguracji pełnej proponuje konfigurację skróconą dla dowolnego pierwiastka układu okresowego
Bloki s, p, d, f w układzie okresowym	– zna pojęcie bloku energetycznego – wskazuje bloki s, p, d w układzie okresowym	– wyjaśnia związek budowy elektronowej atomu z przynależnością do danego bloku w układzie okresowym	– zapisuje w postaci ogólnej konfiguracje elektronów walencyjnych pierwiastków bloków s, p, d – zapisuje konfiguracje elektronów walencyjnych pierwiastków pierwszych czterech okresów układu okresowego bez	– zapisuje konfiguracje elektronów walencyjnych dowolnych pierwiastków bloków s, p, d bez konieczności rozpisywania konfiguracji wszystkich elektronów – wskazuje podobieństwa we właściwościach pierwiastków danego	– interpretuje zapis konfiguracji elektronowej pierwiastków bloku f – wskazuje dla tych pierwiastków elektrony walencyjne

			konieczności rozpisywania konfiguracji wszystkich elektronów	bloku	
Właściwości pierwiastka a jego położenie w układzie okresowym	– omawia zmianę promienia atomu w grupach układu okresowego – porównuje elektroujemność dwu pierwiastków na podstawie układu okresowego	– podaje wzory trwałych jonów, tworzonych przez atomy bloków <i>s</i> i <i>p</i> – zna i interpretuje pojęcie elektroujemności	– zapisuje konfiguracje elektronowe jonów, tworzonych przez pierwiastki bloków <i>s</i> i <i>p</i> – porównuje promienie atomów i jonów	– omawia zmiany I energii jonizacji i promienia atomu w okresie układu okresowego	– wyjaśnia, dlaczego pierwiastki bloku <i>d</i> i <i>f</i> tworzą często dwudodatnie jony – zapisuje konfiguracje elektronowe jonów pierwiastków bloku <i>d</i>
Dział 5. Wiązania chemiczne					
Wiązanie jonowe. Wiązanie kowalencyjne. Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane	– zna i interpretuje definicję wiązania kowalencyjnego, kowalencyjnego spolaryzowanego i jonowego	– zapisuje wzory elektronowe H ₂ , HCl i NaCl	– zapisuje wzory innych prostych związków jonowych i cząsteczek dwuatomowych	– zna i interpretuje pojęcie wspólnej pary elektronowej, wiązania σ oraz π	– zna i interpretuje pojęcie orbitalu molekularnego wiążącego i antywiążącego
Wiązanie koordynacyjne	– zna i interpretuje definicję wiązania koordynacyjnego	– wymienia przykłady cząsteczek, zawierających wiązanie	– zapisuje wzory elektronowe prostych cząsteczek, zawierających wiązanie	– interpretuje procesy wzbudzenia atomów, tworzących wiązania koordynacyjne	– zapisuje wzory elektronowe jonów typu H ₃ O ⁺ i NH ₄ ⁺ ; omawia proces ich powstawania
Zapisywanie wzorów elektronowych	– zapisuje wzory elektronowe prostych połączeń jonowych oraz cząsteczek dwuatomowych	– zapisuje wzory elektronowe prostych tlenków i wodoroków	– zapisuje wzory elektronowe wodorotlenków i kwasów	– zapisuje wzory elektronowe soli kwasów tlenowych – zapisuje wzory elektronowe jonów	– zapisuje wzory elektronowe mniej typowych związków
Kształty cząsteczek	– wymienia kształty, przyjmowane przez cząsteczki, i ilustruje je odpowiednim	– podaje przykłady cząsteczek o określonym kształcie	– wyjaśnia związek pomiędzy liczbą wiązących i niewiązących par	– wyjaśnia wpływ obecności wolnych par elektronowych na odchylenia od	– przewiduje mniej typowe kształty cząsteczek

	rysunkiem		elektronowych atomu centralnego a kształtem cząsteczki	idealnego kształtu cząsteczki	
Określanie kształtu cząsteczek	– określa kształty najprostszych cząsteczek	– określa kształty prostych cząsteczek, których atomy centralne nie posiadają wolnych par elektronowych	– określa kształty cząsteczek, których atomy centralne zawierają wolne pary elektronowe	– określa kształty cząsteczek o dwu atomach centralnych	– określa i przedstawia rysunkiem kształty większych cząsteczek
Hybrydyzacja orbitali	– zna i krótko omawia zjawisko hybrydyzacji – wymienia typy hybrydyzacji	– wiąże typ hybrydyzacji z kształtem cząsteczki	– określa typ hybrydyzacji w cząsteczkach, których atomy centralne nie zawierają wolnych par elektronowych	– określa typ hybrydyzacji w cząsteczkach, których atomy centralne zawierają wolne pary elektronowe	– wiąże kształt i energię orbitali zhybrydowanych z odpowiednimi parametrami orbitali pierwotnych
Hybrydyzacja orbitali a wiązania wielokrotne	– podaje liczbę wiązań σ i π w cząsteczce o wiązaniach wielokrotnych	– określa typ hybrydyzacji atomów centralnych w najprostszych cząsteczkach o wiązaniach wielokrotnych	– określa typ hybrydyzacji atomów centralnych w większości cząsteczek o wiązaniach wielokrotnych	– przedstawia rozkład orbitali zhybrydowanych i niezhybrydowanych w cząsteczce	– omawia zjawisko delokalizacji wiązania
Ćwiczenia w określaniu hybrydyzacji i kształtu cząsteczek	– określa kształt najprostszych cząsteczek	– określa kształt i hybrydyzację dla cząsteczek o wiązaniach pojedynczych	– określa kształt i hybrydyzację dla cząsteczek, zawierających wiązania wielokrotne	– przedstawia graficznie kształt cząsteczki i rozkład orbitali – wskazuje cząsteczki płaskie i liniowe	– dla dużych cząsteczek wskazuje fragmenty liniowe oraz płaskie, z uwzględnieniem delokalizacji wiązań
Polarność cząsteczek	– zna i interpretuje definicję polarności – podaje przykłady cząsteczek polarnych	– ocenia polarność cząsteczek dwuatomowych	– ocenia polarność prostych cząsteczek płaskich	– ocenia polarność prostych cząsteczek tetraedrycznych	– wyjaśnia różnice w zachowaniu się cząsteczek polarnych i niepolarnych w zewnętrznym polu elektrostatycznym
Określanie polarności cząsteczek	– ocenia polarność cząsteczek	– ocenia polarność prostych cząsteczek,	– wyznacza wypadkowy moment	– wyznacza wypadkowy moment	– porównuje polarność dwu cząsteczek o

	dwuatomowych, wskazując bieguny dodatni i ujemny	wskazując bieguny dodatni i ujemny	dipolowy w cząsteczkach płaskich	dipolowy w cząsteczkach tetraedrycznych	bardziej złożonej budowie
Oddziaływania międzycząsteczkowe	– wymienia rodzaje oddziaływań międzycząsteczkowych i porządkuje je zgodnie z rosnącą mocą	– podaje przykłady cząsteczek oddziałujących na siebie siłami dipol-dipol – wyjaśnia charakter tego oddziaływania	– podaje przykłady cząsteczek tworzących wiązania wodorowe – wyjaśnia charakter tego oddziaływania	– omawia wpływ wiązań wodorowych na właściwości substancji, głównie wody	– wyjaśnia mechanizm powstawania sił van der Waalsa
Właściwości ciał stałych, cieczy i gazów	– podaje ogólne zasady, dotyczące rozpuszczalności cząsteczek w wodzie i ich lotności	– wskazuje cząsteczki dobrze i słabo rozpuszczalne w wodzie	– porównuje lotność związków na podstawie analizy budowy cząsteczek	– wyszukuje w tablicach informacje, potwierdzające określoną rozpuszczalność i lotność związku	– przewiduje trwałość związków, zdolność do sublimacji i inne cechy na podstawie budowy cząsteczek
Dział 6. Właściwości ciał stałych, cieczy i gazów					
Alotropia pierwiastków chemicznych	– wyjaśnia pojęcie alotropii	– wymienia odmiany alotropowe węgla i krótko charakteryzuje ich właściwości	– wymienia odmiany alotropowe siarki i fosforu oraz charakteryzuje ich właściwości	– wyjaśnia różnice we właściwościach odmian alotropowych węgla i fosforu	– omawia zjawisko alotropii na przykładzie innych pierwiastków
Budowa ciał stałych	– zna i interpretuje pojęcie sieci krystalicznej – wymienia podstawowe właściwości kryształów	– wymienia rodzaje kryształów, podając przykłady odpowiednich substancji	– wymienia właściwości typowe dla danego rodzaju kryształu	– wyjaśnia związek właściwości kryształu z jego budową – interpretuje pojęcie energii sieci krystalicznej	– różnicuje sieci krystaliczne ze względu na budowę komórki elementarnej
Sprawdzian z wiadomości na temat budowy atomu i cząsteczki	jw.	jw.	jw.	jw.	jw.

Temat	Ocena dopuszczająca. Uczeń:	Ocena dostateczna. Uczeń:	Ocena dobra. Uczeń:	Ocena bardzo dobra. Uczeń:	Ocena celująca. Uczeń:
Dział 1.					
ATOMY, CZĄSTECZKI I STECHIOMETRIA CHEMICZNA					
1. Masa atomowa i cząsteczkowa	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje atomową jednostkę masy, masę atomową i masę cząsteczkową – zna jednostkę masy atomowej i masy cząsteczkowej – odczytuje w układzie okresowym masy atomowe pierwiastków chemicznych – oblicza masę cząsteczkową prostych związków organicznych i nieorganicznych przy podanych wzorach tych związków 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia powód, dla którego wprowadzono atomową jednostkę masy – oblicza masę cząsteczkową cząsteczek związków organicznych i nieorganicznych o podanych nazwach – określa, jak zmienia się masa atomowa pierwiastków chemicznych wraz ze wzrostem ich liczby atomowej, oraz wskazuje pierwiastki, które nie stosują się do tej zasady 	<ul style="list-style-type: none"> – korzysta z tablic fizykochemicznych, na przykład z tablic zawierających alfabetyczny spis pierwiastków, i odczytuje w nich wartości mas atomowych pierwiastków chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza masy pojedynczych atomów i cząsteczek w gramach – oblicza masę atomową pierwiastka z wykorzystaniem wartości atomowej jednostki masy i masy pojedynczego atomu oraz odszukuje ten pierwiastek w układzie okresowym pierwiastków 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza wartości indeksów stechiometrycznych atomów w podanej cząsteczce na podstawie jej masy cząsteczkowej – ustala symbol i nazwę pierwiastka chemicznego na podstawie jego wartościowości oraz wartości masy cząsteczkowej tlenku tego pierwiastka
2. Mol i masa molowa	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcie mola jako miary liczności materii – definiuje pojęcie masy molowej i stałej Avogadra oraz zapisuje ją jako N_A – oblicza masy molowe prostych związków chemicznych o podanym 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia zależność pomiędzy wartością liczbową masy atomowej i masy cząsteczkowej a wartością liczbową masy molowej – oblicza masy molowe jonów – oblicza liczbę moli w próbce o danej masie 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza liczbę atomów w próbce pierwiastka chemicznego o danej masie 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza liczbę atomów i liczbę cząsteczek w próbce związku chemicznego o znanej masie – oblicza masy pojedynczych atomów i cząsteczek w gramach 	

	<p>wzorce związków nieorganicznych i organicznych</p> <ul style="list-style-type: none"> – zna jednostkę masy molowej – zna wzór na obliczanie liczby moli substancji 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza masę danej liczby moli substancji – oblicza liczbę moli, znając liczbę cząsteczek danej substancji – oblicza masę danej liczby cząsteczek lub atomów 			
3. Molowa objętość gazów. Prawo Avogadra	<ul style="list-style-type: none"> – określa parametry warunków normalnych – definiuje pojęcie: objętość molowa – definiuje prawo Avogadra – zna zależność między objętością, masą i gęstością – oblicza objętość substancji przy danej masie i jej gęstości – podaje wartość liczbową objętości jednego mola substancji gazowej w warunkach normalnych 	<ul style="list-style-type: none"> – przelicza objętość gazu w warunkach normalnych na liczbę moli – przelicza liczbę moli substancji na objętość w warunkach normalnych 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza gęstość gazów w warunkach normalnych – oblicza liczbę drobin w danej objętości substancji gazowej – projektuje i wykonuje doświadczenie w celu porównania objętości 1 mola różnych pierwiastków o stałym stanie skupienia i wyjaśnia, co wpływa na ich różnice 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza i porównuje liczbę drobin substancji gazowych zawartych w danej masie związku chemicznego – oblicza i porównuje objętości substancji gazowych o danej liczbie molekuł 	<ul style="list-style-type: none"> – rozumie, że liczba drobin substancji gazowej zawarta w danej objętości zależy od temperatury i ciśnienia
4. Równanie Clapeyrona	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcie gaz doskonały 	<ul style="list-style-type: none"> – zna wzór określający równanie Clapeyrona (równanie gazu doskonałego) 	<ul style="list-style-type: none"> – określa parametry warunków standardowych 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza objętość gazów w warunkach innych niż normalne – oblicza gęstość gazów w warunkach innych niż normalne – oblicza ciśnienie i temperaturę określonej 	<ul style="list-style-type: none"> – rozwiązuje zadania złożone z wykorzystaniem równania Clapeyrona

				liczby moli w warunkach innych niż normalne	
5. Prawo stałości składu. Ustalanie wzoru związku chemicznego	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje treść prawa stałości składu – wyjaśnia pojęcia: wzór sumaryczny, wzór elementarny (empiryczny) i wzór rzeczywisty związku chemicznego 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia najważniejszą różnicę między związkiem chemicznym a mieszaniną – oblicza stosunek masowy pierwiastków tworzących związek chemiczny – oblicza skład procentowy związku chemicznego przy podanym wzorze sumarycznym 	<ul style="list-style-type: none"> – rozwiązuje zadania oparte na prawie stałości składu – ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego na podstawie składu ilościowego – ustala wzór rzeczywisty związku chemicznego przy podanej masie molowej (lub cząsteczkowej) i składzie procentowym badanego związku chemicznego 	<ul style="list-style-type: none"> – rysuje schemat doświadczenia potwierdzającego prawo stałości składu – oblicza liczbę drobin substancji w określonej objętości gazu 	<ul style="list-style-type: none"> – projektuje doświadczenie potwierdzające prawo stałości składu
6. Prawa ilościowe rządzące reakcjami chemicznymi	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje treść prawa zachowania masy – definiuje układ fizyczny 	<ul style="list-style-type: none"> – rozróżnia wśród układów układ zamknięty, otwarty i izolowany 	<ul style="list-style-type: none"> – uzasadnia sens dobierania współczynników na podstawie prawa zachowania masy – rozwiązuje zadania rachunkowe z wykorzystaniem prawa zachowania masy – rysuje oraz omawia schematy układów: otwartego, zamkniętego i izolowanego 	<ul style="list-style-type: none"> – projektuje doświadczenie potwierdzające prawo zachowania masy 	<ul style="list-style-type: none"> – <i>rozwiązuje złożone zadania rachunkowe z wykorzystaniem równania Clapeyrona</i>
7. Molowy, wagowy i objętościowy stosunek stechiometryczny	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcia: molowy, masowy i objętościowy stosunek 	<ul style="list-style-type: none"> – rozumie, że stosunek stechiometryczny jest wielkością 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza liczbę moli produktu reakcji przy dowolnej liczbie moli 	<ul style="list-style-type: none"> – projektuje doświadczenie ilustrujące układ otwarty 	<ul style="list-style-type: none"> – konstruuje wykres zależności liczby moli poszczególnych

	<p>stechiometryczny</p> <ul style="list-style-type: none"> – określa stosunek molowy reagentów na podstawie zapisanego równania reakcji – czyta zapis równania reakcji w interpretacji molowej, masowej i objętościowej – ustala stosunek masowy reagentów na podstawie ich mas molowych – ustala stosunki objętościowe reagentów gazowych 	<p>charakterystyczną danej reakcji chemicznej</p> <ul style="list-style-type: none"> – rozumie, że stosunek stechiometryczny jest stosunkiem ilości reagentów biorących udział w reakcji chemicznej – ustala molowy stosunek stechiometryczny pierwiastków w związku o podanym wzorze – oblicza masy jednego reagenta, przy danej masie drugiego reagenta – oblicza objętość jednego reagenta gazowego przy danej objętości drugiego reagenta 	<p>jednego z substratów</p> <ul style="list-style-type: none"> – oblicza liczbę moli produktu reakcji przy określonej masie jednego z substratów – oblicza liczbę moli substratu reakcji przy określonej masie jednego z produktów – oblicza objętość produktu gazowego reakcji przy danej liczbie molekuł substratu – oblicza objętość produktu gazowego przy danej masie substratu – oblicza objętość produktu gazowego przy danej objętości gazowego substratu – oblicza objętość produktu gazowego przy danej liczbie moli substratu – oblicza liczbę moli, masę, objętość, liczbę molekuł jednego z substratów, przy danej ilości drugiego substratu – oblicza masę, liczbę moli, liczbę molekuł oraz objętość substratu gazowego, jaką należy użyć aby otrzymać 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza liczbę moli reagentów na podstawie molowej interpretacji procesu chemicznego – rozwiązuje zadania stechiometryczne z wykorzystaniem objętości gazów w warunkach innych niż normalne – oblicza łączną objętość gazowych produktów powstających w badanym procesie z określonej ilości substratu – ustala wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego z wykorzystaniem stosunku ilościowego reagentów – rozwiązuje zadania z wykorzystaniem proporcji mieszanych 	<p>reagentów istniejących w reagującym układzie</p> <ul style="list-style-type: none"> – analizuje wykres przedstawiający zależność moli poszczególnych reagentów istniejących w reagującym układzie – analizuje wykres przedstawiający zależność masy poszczególnych reagentów istniejących w reagującym układzie – konstruuje wykres zależności masy poszczególnych reagentów istniejących w reagującym układzie – oblicza, czy dana ilość jednego z substratów wystarczy do przebiegu reakcji z daną ilością drugiego substratu – analizuje wykresy przedstawiające molowy i masowy stosunek stechiometryczny danej przemiany chemicznej – analizuje wykresy przedstawiające zależności ilościowe danej reakcji
--	--	---	---	--	--

			określoną ilość produktu		
8. Przebieg reakcji w stosunku niestechiometrycznym	– definiuje pojęcia: substrat użyty w nadmiarze oraz substrat użyty w niedomiarze	– rozumie, co to znaczy zmieszać substraty w stosunku niestechiometrycznym	– rozwiązuje proste zadania oparte na równaniach reakcji przy użyciu substratów zmieszanych w stosunku niestechiometrycznym i ustala, który z substratów użyty został w nadmiarze	– oblicza liczbę moli, masę, liczbę molekuł oraz objętość gazowego produktu reakcji przy ilości użytych substratów – projektuje doświadczenie ilustrujące zależność masy produktu od masy użytego substratu	– rozwiązuje złożone zadania z wykorzystaniem stosunku ilościowego reagentów użytych w stosunku niestechiometrycznym – projektuje doświadczenie w celu sprawdzenia, czy w przypadku użycia większej ilości substratu, niż wynika to ze stosunku stechiometrycznego, substrat ten przereaguje w całości
9. Wydajność reakcji chemicznej	– wymienia przyczyny, dla których na ogół otrzymuje się mniej produktów, niż wynika to ze stosunku stechiometrycznego – definiuje pojęcie: wydajność reakcji	– rozumie, co to znaczy, że reakcja nie przebiega ze 100% wydajnością	– oblicza wydajność reakcji, przy podanej ilości użytych substratów i otrzymanej ilości danych produktów	– oblicza, ile należy użyć substratu w celu otrzymania konkretnej ilości produktu, gdy reakcja nie przebiega ze 100% wydajnością	– oblicza procentową wydajność reakcji na podstawie wykresu ilustrującego zależność ilości otrzymanego produktu przy użyciu danej ilości substratu
Dział 2. STRUKTURA ATOMU – JĄDRO I ELEKTRONY					
10. Modele budowy atomu – rozwój teorii atomistycznej	– wymienia nazwiska uczonych, którzy wnieśli wkład w wyjaśnienie budowy atomu – wie, kto odkrył elektron,	– omawia starożytne teorie budowy atomów – zna masę i ładunek elektronu – wie, że elektron posiada	– omawia założenia teorii budowy atomu wg Daltona – omawia model budowy atomu wg Thomsona	– omawia postulaty teorii atomu wg Bohra – opisuje chmurę elektronową jako miejsce prawdopodobnego	– omawia eksperyment Rutherforda, który doprowadził do odkrycia jądra atomowego – oblicza energię, jaką

	<p>neutron</p> <ul style="list-style-type: none"> – zna symbol oraz elementarny ładunek elektronu 	<p>właściwości dualistyczne</p>	<ul style="list-style-type: none"> – omawia planetarny model budowy atomu wg Rutherforda – omawia budowę atomu przedstawioną przez Bohra – wyjaśnia pojęcia: stan kwantowy wzbudzony oraz stan kwantowy podstawowy 	<p>znalezienia elektronu</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia hipotezę Louisa de Broglie'a 	<p>wyemituje elektron, przeskakując z jednej powłoki na inną</p> <ul style="list-style-type: none"> – definiuje właściwość materii zwaną dualizmem korpuskularno-falowym – wyjaśnia zasadę nieoznaczoności Heisenberga
11. Jądro atomowe	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcie: nukleony – wie, że jądro atomowe jest obiektem naładowanym dodatnio – rozumie, dlaczego w jądrze atomowym skupiona jest niemal cała masa atomu – wylicza cząstki wchodzące w skład jądra atomu: nukleony, czyli protony (p) i neutrony (n) – wie, że protony i neutrony mają prawie identyczną masę – wie, że nukleony różnią się ładunkiem elektrycznym – wskazuje miejsce znajdowania się elektronów – rozumie, że 	<ul style="list-style-type: none"> – charakteryzuje protony, neutrony i elektrony – podaje zależność między liczbą protonów i liczbą elektronów w atomie – definiuje pojęcie: powłoka elektronowa – określa na podstawie zapisu ${}^A_Z E$ liczbę cząstek w atomie – określa nazwę i symbol pierwiastka oraz jego położenie w układzie okresowym na podstawie znajomości liczby protonów w jądrze atomowym 	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcie nuklidu – oblicza masę nuklidu na podstawie znajomości liczby neutronów w jądrze danego atomu 	<ul style="list-style-type: none"> – określa rząd wielkości rozmiarów atomów – wyjaśnia pojęcie: cząstka subatomowa 	<ul style="list-style-type: none"> – omawia budowę protonu i neutronu

	<p>sumaryczny ujemny ładunek elektronów w atomie równy jest wartości ładunku jądra</p> <ul style="list-style-type: none"> – rozumie, że w obojętnym atomie liczba elektronów musi odpowiadać liczbie protonów – definiuje liczbę masową i liczbę atomową 				
12. Izotopy	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcie: izotop – wyjaśnia pojęcie: pierwiastki izotopowo czyste – podaje przykłady izotopów – wymienia izotopy wodoru – dzieli izotopy na naturalne i sztuczne oraz na trwałe i promieniotwórcze 	<ul style="list-style-type: none"> – porównuje właściwości fizyczne i chemiczne izotopu tego samego pierwiastka – wie, w jaki sposób zapisuje się nazwy izotopów tego samego pierwiastka – definiuje masę atomową jako średnią masę atomową wynikającą z procentowej zawartości jego izotopów 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza skład izotopowy pierwiastka w % masowych na podstawie jego masy atomowej – oblicza masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego 		<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia, dlaczego masa atomowa nie jest liczbą całkowitą
13. Promieniotwórczość	<ul style="list-style-type: none"> – opisuje zjawisko promieniotwórczości naturalnej – wyjaśnia, na czym polega promieniotwórczość sztuczna – omawia skutki działania promieniowania na 	<ul style="list-style-type: none"> – charakteryzuje promieniowanie α, β, γ – opisuje zachowanie się promieniowania w polu elektrycznym – definiuje pojęcie: okres połowicznego rozpadu – opisuje zdolność przenikania 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia zasadę zachowania ładunku – posługuje się okresem połowicznego rozpadu dla określenia trwałości pierwiastka – wyjaśnia, na czym polega przemiana α i β – zapisuje równania 	<ul style="list-style-type: none"> – określa na podstawie okresu połowicznego rozpadu ilość preparatu promieniotwórczego pozostałego w próbce po określonym czasie – określa na podstawie okresu połowicznego rozpadu ilość preparatu 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcie: transmutacja – wyjaśnia pojęcie: fuzja jądrowa – zapisuje równania reakcji jądrowych – interpretuje naturalne szeregi promieniotwórcze

	<p>organizmy żywe</p> <ul style="list-style-type: none"> – omawia zastosowanie izotopów promieniotwórczych – omawia wkład Marii Skłodowskiej-Curie w badania nad promieniotwórczością 	<p>promieniowania przez osłony</p>	<p>przemian α i β</p> <ul style="list-style-type: none"> – uzupełnia równania przemian α i β 	<p>promieniotwórczego, który wypromieniował w określonym czasie</p> <ul style="list-style-type: none"> – określa na podstawie wykresu ilość preparatu promieniotwórczego pozostałego w próbce po określonym czasie – konstruuje wykres zależności upływającego czasu od masy pierwiastka promieniotwórczego pozostającego w próbce 	
14. Elektrony w atomach	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcie: stan kwantowy – wymienia liczby kwantowe – definiuje pojęcie: poziom orbitalny – definiuje pojęcie: powłoki elektronowe – definiuje pojęcie: podpowłoka elektronowa – zna wzór na obliczenie maksymalnej liczby elektronów na powłoce elektronowej – wyjaśnia pojęcie: poziom orbitalny – wyjaśnia pojęcie: elektrony sparowane – definiuje zakaz Pauliego 	<ul style="list-style-type: none"> – charakteryzuje liczby kwantowe – oblicza maksymalną liczbę elektronów na powłoce elektronowej – oblicza maksymalną liczbę stanów kwantowych na poziomie orbitalnym 	<ul style="list-style-type: none"> – omawia zależności pomiędzy liczbami kwantowymi 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza wartości liczb kwantowych: orbitalnej i magnetycznej, przy danej wartości głównej liczby kwantowej 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia zasadę nieoznaczoności Heisenberga – interpretuje orbital jako rozwiązanie równania Schrödingera

15. Orbitale atomowe	<ul style="list-style-type: none"> - rozpoznaje kształty orbitali s i p 	<ul style="list-style-type: none"> - rysuje orbitale s i p - rozumie, że o wielkości atomowych obszarów orbitalnych decyduje wartość głównej liczby kwantowej - rysuje orbitale s, p, d systemem klatkowym 	<ul style="list-style-type: none"> - określa liczbę i rodzaj orbitali należących do czterech pierwszych powłok - omawia schemat zapęnlania elektronami atomowych obszarów orbitalnych w atomie wodoru i w atomach wieloelektronowych 	<ul style="list-style-type: none"> - przypisuje elektronom danego orbitalu konkretne liczby kwantowe - określa stan podstawowy i stan wzbudzony elektronu 	<ul style="list-style-type: none"> - rysuje schemat ukośnika dla zapisu konfiguracji elektronowej pierwiastków grup głównych
16. Konfiguracja elektronowa	<ul style="list-style-type: none"> - definiuje regułę Hunda i zakaz Pauliego - wyjaśnia pojęcie: elektrony walencyjne 	<ul style="list-style-type: none"> - zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z = 20$ na powłokach - stosuje regułę Hunda dla zapisu konfiguracji elektronowej zapisanej systemem klatkowym - stosuje zakaz Pauliego przy zapisie konfiguracji elektronowej - wskazuje elektrony walencyjne pierwiastków grup głównych 	<ul style="list-style-type: none"> - zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków do $Z = 36$ na podpowłokach, stosując zapis pełny, skrócony i schematy klatkowe - zapisuje konfiguracje elektronowe jonów o podanym ładunku - wyjaśnia pojęcia: elektrony sparowane i niesparowane 	<ul style="list-style-type: none"> - wyjaśnia pojęcie: promocja elektronu 	
17. Budowa atomu a jego położenie w układzie okresowym	<ul style="list-style-type: none"> - definiuje prawo okresowości - wskazuje bloki konfiguracyjne s, p i d w układzie okresowym - wie, jaka jest zależność między położeniem pierwiastka w układzie 	<ul style="list-style-type: none"> - omawia triady Döbereinera oraz prawo oktaw Newlandsa - omawia budowę układu okresowego Mendelejewa - na podstawie konfiguracji elektronowej atomu wskazuje 	<ul style="list-style-type: none"> - wskazuje elektrony walencyjne pierwiastków bloku konfiguracyjnego d - na podstawie konfiguracji elektronów walencyjnych wskazuje położenie pierwiastka w układzie okresowym 	<ul style="list-style-type: none"> - zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków bloku konfiguracyjnego d na podpowłokach, stosując zapis pełny, skrócony i schematy klatkowe - zapisuje konfiguracje 	<ul style="list-style-type: none"> - wyjaśnia, od czego zależy przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych s, p, d

	okresowym a liczbą elektronów walencyjnych atomów pierwiastków grup głównych oraz liczbą powłok	położenie pierwiastka w układzie okresowym	– omawia zmianę aktywności metali i niemetalu w grupach głównych układu okresowego pierwiastków chemicznych	elektronowe jonów pierwiastków bloku konfiguracyjnego d na podpowłokach, stosując zapis pełny, skrócony i schematy klatkowe – uzasadnia trwałość jonów i atomów posiadających całkowicie lub połowicznie wypełnione elektronami podpowłoki	
Dział 3. WIĄZANIA CHEMICZNE					
18. Tworzenie trwałych konfiguracji elektronowych – powstawanie jonów	– wyjaśnia pojęcie: wzbudzenie elektronów – wyjaśnia pojęcie: wiązanie chemiczne – wie, że atom, tracąc elektrony walencyjne, zyskuje nadmiar ładunków dodatnich i staje się jonem dodatnim – wie, że atom, przyłączając elektrony na powłokę walencyjną, zyskuje nadmiar ładunków ujemnych i staje się anionem – zapisuje symbole jonów dodatnich i ujemnych przy	– wyjaśnia pojęcia: stan podstawowy i stan wzbudzony elektronu – wyjaśnia bierność chemiczną helowców – wyjaśnia teorię Lewisa i Kossela – wyjaśnia pojęcia: dublet i oktet elektronowy – wskazuje helowiec, do którego konfiguracji elektronowej dąży atom innego pierwiastka, tworząc wiązanie chemiczne – zapisuje równania procesów powstawania	– omawia, w jaki sposób atomy innych pierwiastków mogą uzyskać konfigurację najbliższego helowca	– projektuje doświadczenie badające barwienie płomienia przez sole niektórych pierwiastków	

	podanych ładunkach	prosty jonów dodatnich i ujemnych – wyjaśnia pojęcie: jonizacja atomów – porównuje promień kationu z promieniem jonu, z którego kation powstał – porównuje promień anionu z promieniami atomu, z którego anion powstał			
19. Rodzaje wiązań chemicznych	– wymienia typy wiązań chemicznych – definiuje pojęcie: elektroujemność – korzysta z wartości elektroujemności wg Paulinga w celu obliczenia różnicy elektroujemności między łączącymi się atomami – przewiduje, na podstawie różnicy elektroujemności, typ wiązania – dzieli pierwiastki na elektrododatnie i elektroujemne – wyjaśnia pojęcie: wzory Lewisa	– omawia zmianę elektroujemności pierwiastków w układzie okresowym – rysuje wzory kropkowe i kreskowe jonów – omawia sposoby uzyskiwania konfiguracji helowca przez inne atomy – podaje zasady tworzenia wiązań chemicznych	– omawia, w jaki sposób tworzy się wiązanie kowalencyjne, w jaki kowalencyjne spolaryzowane, a w jaki jonowe – charakteryzuje wiązanie metaliczne	– zapisuje schemat tworzenia wiązania jonowego i kowalencyjnego	
20. Wiązanie jonowe	– wie, że wszystkie	– wyjaśnia, co jest istotą	– rysuje wzory	– analizuje model	

	substancje, w których przeważa wiązanie jonowe, tworzą kryształy jonowe – definiuje pojęcie: wiązanie jonowe – definiuje pojęcie: kryształ jonowy	wiązania jonowego – wymienia właściwości związków chemicznych o wiązaniach jonowych	elektronowe typowych związków jonowych – rysuje schematy powstawania substancji o wiązaniu jonowym	kryształu jonowego – wymienia grupy związków chemicznych o budowie jonowej	
21. Wiązanie kowalencyjne i kowalencyjne spolaryzowane	– wyjaśnia pojęcia: cząsteczki homoatomowe i heteroatomowe – wyjaśnia pojęcia: wiążąca para elektronowa i niewiążąca para elektronowa – definiuje pojęcie: wiązanie niespolaryzowane – wie, w jaki sposób powstaje wiązanie kowalencyjne	– zapisuje wzory elektronowe cząsteczek homoatomowych – zapisuje wzory cząsteczek dwupierwiastkowych o wiązaniach kowalencyjnych spolaryzowanych – zaznacza we wzorach cząsteczek pary elektronowe wiążące i niewiążące – charakteryzuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane – podaje, co jest istotą wiązania kowalencyjnego niespolaryzowanego	– omawia pojęcie: stopień polaryzacji wiązania – wyjaśnia pojęcie: biegunowość cząsteczki – rysuje schemat tworzenia wiązania kowalencyjnego – wskazuje różnice i podobieństwo w budowie cząsteczek spolaryzowanych i niespolaryzowanych		
22. Wiązanie koordynacyjne	– wyjaśnia pojęcie: wiązanie koordynacyjne	– wyjaśnia pojęcia: donator i akceptor pary elektronowej	– podaje przykłady drobin, w których występuje wiązanie koordynacyjne – wyjaśnia różnicę w tworzeniu się wiązania koordynacyjnego i	– rysuje wzory elektronowe związków o wiązaniach koordynacyjnych	

			kowalencyjnego		
23. Wiązanie metaliczne	– definiuje pojęcie: wiązanie metaliczne	– wyjaśnia pojęcie: gaz elektronowy	– omawia właściwości metali wynikające z istnienia wiązań metalicznych	– wyjaśnia pojęcie: elektrony zdelokalizowane	
24. Wiązanie chemiczne w świetle mechaniki kwantowej	– wyjaśnia pojęcie: orbital molekularny – wie, w jaki sposób tworzy się wiązanie typu σ , a w jaki typu π	– rysuje kształty molekularnych obszarów orbitalnych typu σ i typu π	– wyjaśnia teorię orbitali molekularnych – rysuje schematy nakładania się orbitali atomowych tworzących wiązania typu σ i typu π	– oblicza w cząsteczce liczbę wiązań typu σ i typu π	– omawia tworzenie się orbitalu wiążącego i antywiążącego
25. Oddziaływanie międzycząsteczkowe		– podaje przykłady cząsteczek, między którymi tworzy się wiązanie wodorowe – definiuje moment dipolowy	– wyjaśnia pojęcia: wiązanie wodorowe, oddziaływania van der Waalsa		
26. Określanie kształtu cząsteczek – rodzaje hybrydyzacji	– definiuje pojęcie: hybrydyzacja – wylicza rodzaje hybrydyzacji	– podaje przykłady cząsteczek, w których atom centralny jest w stanie hybrydyzacji sp , sp^2 , sp^3	– rysuje kształty przestrzenne cząsteczek o określonej hybrydyzacji	– przedstawia tworzenie się orbitali molekularnych o hybrydyzacji sp , sp^2 , sp^3	
27. Wpływ budowy atomów na właściwości związku chemicznego	– definiuje pojęcia: kryształ jonowy oraz kryształ kowalencyjny	– omawia właściwości związków, w których przeważa wiązanie jonowe – omawia właściwości związków, w których przeważa wiązanie kowalencyjne	– omawia właściwości substancji wynikające z obecności wiązania metalicznego – omawia właściwości substancji wynikające z obecności wiązania wodorowego	– projektuje doświadczenie badające wpływ budowy związku na jego rozpuszczalność w rozpuszczalniku polarnym i niepolarnym	

Dział 4. KINETYKA I STATYKA CZEMICZNA					
28. Na czym polegają reakcje chemiczne?	– definiuje energię aktywacji	– omawia proces zainicjowania przebiegu reakcji chemicznej	– omawia wpływ temperatury na wzrost energii substratów – na podstawie wartości energii aktywacji określa, która z danych reakcji zachodzi szybciej	– omawia wykres maxwellowskiego rozkładu energii cząsteczek gazu	– interpretuje wykres rozkładu energii cząsteczek dla różnych temperatur
29. Efekt energetyczny reakcji	– definiuje pojęcia: reakcja egzoenergetyczna, endoenergetyczna, egzotermiczna oraz endotermiczna – definiuje pojęcie: entalpia reakcji – definiuje pojęcie: profil reakcji – zna jednostkę entalpii	– wyjaśnia pojęcie: kompleks aktywny – wyjaśnia zapis $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$ – podaje przykłady reakcji egzo- i endoenergetycznych	– na podstawie zapisu $\Delta H < 0$ i $\Delta H > 0$ określa efekt energetyczny reakcji	– stosuje pojęcia: procesy egzoenergetyczne i endoenergetyczne oraz energia aktywacji, do opisu energetycznych efektów przemian chemicznych	– rysuje profile energetyczne reakcji
30. Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznych	– wyjaśnia pojęcie: szybkość reakcji – wymienia czynniki wpływające na szybkość reakcji – podaje przykłady reakcji szybkich i powolnych – dzieli reakcje na jednoetapowe i wieloetapowe	– definiuje szybkość reakcji jako zmianę stężenia reagenta w jednostce czasu – wyjaśnia pojęcia: reakcje jednocząsteczkowe, dwucząsteczkowe, trójcząsteczkowe	– wyjaśnia pojęcie: reakcja łańcuchowa – omawia i podaje przykłady reakcji następczych i równoległych – określa rząd reakcji	– wyjaśnia, w jaki sposób stężenie substratów, podwyższenie temperatury substratów oraz rozdrobnienie wpływają na szybkość reakcji – wyjaśnia, w jaki sposób ciśnienie wpływa na szybkość reakcji zachodzących w fazie gazowej – rozwiązuje zadania związane z szybkością reakcji	– projektuje doświadczenia badające wpływ stężenia, temperatury oraz rozdrobnienia substancji reagującej na szybkość reakcji

31. Katalizatory	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcie: katalizator – definiuje pojęcie: enzym 	<ul style="list-style-type: none"> – dzieli katalizatory na homogeniczne i heterogeniczne 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia, jak działa katalizator – omawia działanie katalizatora homogenicznego i katalizatora heterogenicznego 	<ul style="list-style-type: none"> – podaje przykłady reakcji chemicznej, w której użyto katalizatora heterogenicznego, oraz takiej, w której użyto katalizatora heterogenicznego 	<ul style="list-style-type: none"> – na podstawie zapisanego etapami równania chemicznego wskazuje wzór katalizatora, wzór produktu przejściowego oraz ustala równanie reakcji bez katalizatora – projektuje doświadczenie badające wpływ katalizatora na szybkość reakcji
32. Równowaga chemiczna	<ul style="list-style-type: none"> – dzieli reakcje na praktycznie nieodwracalne oraz odwracalne – podaje przykłady reakcji nieodwracalnych – stosuje strzałkę pojedynczą w równaniach chemicznych dla reakcji praktycznie nieodwracalnych oraz strzałki podwójne dla reakcji odwracalnych 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcie: reakcja odwracalna 	<ul style="list-style-type: none"> – opisuje i wyjaśnia stan równowagi dynamicznej 	<ul style="list-style-type: none"> – rysuje wykres zależności stężenia substratu do czasu przebiegu reakcji dla reakcji nieodwracalnych i reakcji odwracalnych – omawia wykres zależności szybkości reakcji od czasu dla reakcji odwracalnych 	
33. Stała równowagi	<ul style="list-style-type: none"> – zapisuje wyrażenia na stężeniową stałą 	<ul style="list-style-type: none"> – zapisuje wyrażenia na stałą równowagi dla układów heterogenicznych 	<ul style="list-style-type: none"> – interpretuje odwracalność procesów chemicznych i fizycznych – wyjaśnia, na czym polega stan równowagi chemicznej 		<ul style="list-style-type: none"> – interpretuje wartości stałych równowagi
34. Wpływ zmiany warunków na równowagi chemiczne	<ul style="list-style-type: none"> – definiuje regułę przekory 	<ul style="list-style-type: none"> – wymienia czynniki wpływające na położenie stanu równowagi 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia, w jaki sposób temperatura, stężenia reagentów oraz ciśnienie wpływają na położenie 	<ul style="list-style-type: none"> – rozwiązuje zadania związane ze stanem równowagi chemicznej 	

			<p>stanu równowagi chemicznej</p> <p>– wyjaśnia, czy obecność katalizatora wpływa na położenie stanu równowagi chemicznej</p>		
35. Kwasy i zasady Brønsteda-Lowry`ego	<p>– definiuje kwasy i zasady wg teorii Brønsteda-Lowry`ego</p> <p>– wyjaśnia pojęcie: związek amfiprotyczny</p> <p>– dzieli roztwory ze względu na ich odczyn</p>	<p>– wyjaśnia pojęcie: „sprężone pary: kwas – zasada”</p> <p>– wyjaśnia pojęcie: iloczyn jonowy wody</p> <p>– zna wartość iloczynu jonowego wody dla temperatury 25° C</p> <p>– podaje zależności między stężeniem jonów wodorowych i wodorotlenowych dla roztworów</p>	<p>– korzystając z iloczynu jonowego wody, oblicza stężenie jonów wodorowych (oksoniowych), mając dane stężenie jonów wodorotlenowych (i odwrotnie)</p> <p>– uzasadnia, pisząc odpowiednie równania chemiczne, jaką rolę pełni drobina w danej przemianie (kwas czy zasada Brønsteda-Lowry`ego)</p>	<p>– dla podanych drobin zapisuje ich pary sprężone</p> <p>– oblicza stężenie jonów oksoniowych przy znanej wartości stężenia jonów wodorotlenowych (i odwrotnie)</p> <p>– na podstawie wartości stężenia jonów oksoniowych roztworu określa, który jest bardziej kwasowy</p>	
36. Stała dysocjacji kwasów i zasad	<p>– definiuje kwasy wieloprotonowe</p> <p>– dzieli kwasy i zasady ze względu na ich moc na: kwasy i zasady mocne i słabe</p> <p>– wylicza kwasy mocne i mocne zasady</p>	<p>– zapisuje wyrażenia na stałe dysocjacji słabych kwasów i słabych zasad</p>	<p>– na podstawie wartości stałych dysocjacji określa moc kwasu lub zasady</p>	<p>– oblicza stałą dysocjacji na podstawie stężenia elektrolitu i wartości jonów oksoniowych lub wodorotlenowych</p>	
37. Skala pH	<p>– wyjaśnia pojęcie: pH roztworu</p> <p>– podaje zależność pomiędzy wartością pH a stężeniem jonów</p>	<p>– omawia skalę pH</p> <p>– omawia metody pomiaru pH roztworu</p> <p>– omawia zastosowanie pomiaru pH</p>	<p>– określa odczyn roztworu na podstawie wartości pH</p>	<p>– oblicza pH roztworu</p> <p>– oblicza stężenie jonów oksoniowych na podstawie wartości pH</p>	

	oksoniowych				
Dział 5. ROZTWORY I REAKCJE ZACHODZĄCE W ROZTWORACH WODNYCH					
38. Mieszaniny – roztwory właściwe, koloidy, zawiesiny	– podaje definicję mieszanin – dzieli mieszaniny na jednorodne i niejednorodne – rozróżnia fazę rozpraszającą i rozproszoną – klasyfikuje roztwory na roztwory właściwe, koloidalne i zawiesiny – definiuje pojęcie: koagulacja – definiuje pojęcia: roztwór właściwy, koloidalny i zawiesina	– omawia podział materii – podaje przykłady roztworu właściwego	– charakteryzuje właściwości roztworów właściwych, koloidów i zawiesin – charakteryzuje i podaje przykłady roztworów stałych, ciekłych i gazowych – omawia wpływ rozmiarów cząstek fazy rozproszonej na właściwości roztworu	– podaje przykłady koloidów i zawiesin – wyjaśnia, na czym polega efekt Tyndalla	– analizuje czynniki powodujące koagulację zoli – klasyfikuje roztwory spotykane w życiu codziennym na roztwory właściwe, koloidy i zawiesiny
39. Rozdzielanie mieszanin	– wymienia sposoby rozdzielania mieszanin jednorodnych i niejednorodnych	– rozumie, że metoda rozdzielania mieszanin zależy od właściwości składników danej mieszaniny	– wymienia te różnice we właściwościach składników mieszaniny, od których zależy sposób wyboru metody rozdzielania składników	– omawia, na czym polegają metody: strąceniowa, ekstrakcyjna, odparowywanie, destylacja, sączenie	– rysuje model rozdzielania mieszaniny metodą ekstrakcji oraz wyjaśnia proces ekstrakcji – proponuje metodę rozdzielania składników nietypowych układów wieloskładnikowych
40. Wyrażanie stężeń roztworów	– definiuje stężenie procentowe i molowe roztworu – podaje wzory opisujące stężenie procentowe i	– wykonuje proste obliczenia dotyczące stężenia procentowego i molowego roztworu	– przekształca wzory na stężenie procentowe i molowe w celu obliczenia szukanych wielkości, gdy pozostałe są podane	– rozwiązuje złożone zadania na stężenie molowe i procentowe z wykorzystaniem gęstości roztworu	– rozwiązuje zadania na rozcieńczanie i zatężanie roztworów oraz na mieszanie roztworów o różnym stężeniu

	molowe roztworu				
41. Sporządzanie roztworów	<ul style="list-style-type: none"> – wie, w jaki sposób sporządzić roztwór o określonym stężeniu procentowym 	<ul style="list-style-type: none"> – wie, w jaki sposób sporządzić roztwór o określonym stężeniu procentowym i molowym 	<ul style="list-style-type: none"> – opisuje kolejne czynności, jakie należy przeprowadzić w celu otrzymania określonej ilości roztworu o danym stężeniu molowym i procentowym – wymienia szkło oraz sprzęt laboratoryjny, jakich należy użyć do sporządzenia danego roztworu 	<ul style="list-style-type: none"> – oblicza proporcje roztworów o różnych stężeniach, wymagane do sporządzenia roztworu o żądanym stężeniu 	<ul style="list-style-type: none"> – opisuje czynności, jakie należy przeprowadzić, aby z roztworu o danym stężeniu molowym/procentowym otrzymać roztwór mniej stężony
42. Elektrolity. Stopień dysocjacji	<ul style="list-style-type: none"> – podaje definicję dysocjacji jonowej – podaje przykłady substancji, których wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny – definiuje stopień dysocjacji – dzieli substancje na elektrolity i nieelektrolity i podaje definicje tych pojęć – dzieli elektrolity na mocne i słabe 	<ul style="list-style-type: none"> – rozwiązuje zadania z wykorzystaniem wzoru na stopień dysocjacji – wymienia czynniki, od których zależy stopień dysocjacji – wyjaśnia, jakie elektrolity należą do słabych a jakie do mocnych 	<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia, dlaczego jedne roztwory przewodzą prąd elektryczny, a inne nie 	<ul style="list-style-type: none"> – projektuje i przeprowadza doświadczenie, za pomocą którego sprawdzi, czy roztwór danej substancji przewodzi prąd elektryczny – projektuje i przeprowadza doświadczenie w celu sprawdzenia, czy wszystkie roztwory przewodzą prąd w jednakowym stopniu 	<ul style="list-style-type: none"> – rozwiązuje zadania rachunkowe z wykorzystaniem pojęć: stężenie molowe elektrolitu, stopień dysocjacji oraz pH roztworu
43. Odczyn kwasów i zasad. Wskaźniki pH	<ul style="list-style-type: none"> – pisze równania dysocjacji elektrolitów – wie, jakie jony obecne w roztworze odpowiadają za kwaśny, a jakie za zasadowy odczyn roztworu 	<ul style="list-style-type: none"> – pisze równania dysocjacji kwasów według Brönsteda-Lowry`ego – rozpoznaje odczyny roztworów na podstawie barwy przyjętej przez 	<ul style="list-style-type: none"> – rozumie, że każdy wskaźnik zmienia swoją barwę w różnym zakresie pH 	<ul style="list-style-type: none"> – projektuje i przeprowadza doświadczenia w celu zbadania zachowania się wskaźników kwasowo-zasadowych w roztworach o różnym odczynie 	<ul style="list-style-type: none"> – omawia sposób działania wskaźnika (indykatora) o ogólnym wzorze HIn w roztworach o różnym odczynie

	<ul style="list-style-type: none"> - wymienia wskaźniki pH - określa barwę wskaźników: fenoloftaleiny, uniwersalnego papierka wskaźnikowego, oranżu metylowego, soku z czerwonej kapusty oraz lakmusu w roztworach o danym odczynie - wie, co to jest pehametr 	wskaźnik			
44. Reakcje zobojętniania	<ul style="list-style-type: none"> - wie, jaka reakcję nazywa się reakcją zobojętniania (neutralizacji) 	<ul style="list-style-type: none"> - pisze w formie cząsteczkowej i jonowej równania reakcji zobojętniania mocnego kwasu mocną zasadą - wyjaśnia podstawowe zasady miareczkowania w obecności wskaźnika 	<ul style="list-style-type: none"> - rysuje schemat doświadczenia przedstawiającego miareczkowanie zasady kwasem (i odwrotnie) 	<ul style="list-style-type: none"> - oblicza ilość odczynnika potrzebną do zobojętnienia danego roztworu 	
45. Hydroliza soli	<ul style="list-style-type: none"> - definiuje pojęcie: hydroliza soli 	<ul style="list-style-type: none"> - określa moc kwasu i moc wodorotlenku, z którego zbudowana jest sol (używając pojęcia: mocny/słaby) - pisze równania reakcji hydrolizy soli w postaci cząsteczkowej i jonowej lub zaznacza, że dana sól hydrolizie nie ulega - określa odczyn roztworu soli - określa w reakcji hydrolizy, czy z wodą reaguje kation, czy anion 	<ul style="list-style-type: none"> - podaje przykłady soli, które rozpuszczone w wodzie powodują, że pH roztworu rośnie, i takie które powodują, że pH roztworu maleje 	<ul style="list-style-type: none"> - zapisuje etapami równania reakcji zobojętniania zasadą kwasów wieloprotonowych 	

46. Reakcje strącania	<ul style="list-style-type: none"> - dzieli substancje na dobrze rozpuszczalne w wodzie i słabo rozpuszczalne w wodzie - wyjaśnia pojęcie: hydratacja 	<ul style="list-style-type: none"> - korzysta z tabeli rozpuszczalności i wskazuje substancje dobrze rozpuszczalne i praktycznie nierozpuszczalne w wodzie - pisze w formie cząsteczkowej i jonowej równania reakcji wytrącania osadu 	<ul style="list-style-type: none"> - definiuje iloczyn rozpuszczalności - zapisuje wzór na iloczyn rozpuszczalności - wykorzystuje wartość iloczynu rozpuszczalności do przewidywania możliwości wytrącenia osadu 	<ul style="list-style-type: none"> - rozwiązuje zadania rachunkowe typu: obliczanie iloczynu rozpuszczalności, obliczanie rozpuszczalności oraz obliczanie możliwości powstawania osadów 	<ul style="list-style-type: none"> - rysuje i omawia schemat przedstawiający tworzenie się substancji trudno rozpuszczalnej w wodzie
47. Reakcje kwasów z zasadami zmieszanyymi ze sobą w stosunkach niestechiometrycznych			<ul style="list-style-type: none"> - określa odczyn roztworu otrzymanego po zmieszaniu mocnego kwasu z mocną zasadą w stosunku niestechiometrycznym 	<ul style="list-style-type: none"> - określa na podstawie obliczeń pH odczyn roztworu, w którym zaszła reakcja niecałkowitego zobojętnienia 	
48. Otrzymywanie niektórych kwasów, wodorotlenków i soli w szkolnych laboratoriach chemicznych	<ul style="list-style-type: none"> - wymienia sposoby otrzymywania kwasów, wodorotlenków i soli - zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów, wodorotlenków oraz soli różnymi metodami 			<ul style="list-style-type: none"> - projektuje i przeprowadza doświadczenie otrzymywania kwasów, wodorotlenków oraz soli różnymi metodami 	

Zależność między budową cząsteczek a właściwościami związku chemicznego

ocena dopuszczająca	ocena dostateczna	ocena dobra	ocena bardzo dobra
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – podaje przykłady związków, które dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalniku polarnym, – podaje przykłady związków, które dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalniku niepolarnym, – wymienia właściwości wody uwarunkowane obecnością wiązań wodorowych; 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – opisuje współzależność między rodzajem wiązania chemicznego a właściwościami substancji, – wymienia konsekwencje obecności wiązań wodorowych; 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – ocenia rozpuszczalność prostych związków (np. metanu, alkoholu metylowego) w wodzie analizując budowę ich cząsteczek, – podaje schemat wiązań wodorowych wytwarzanych przez cząsteczki wody, – identyfikuje cząsteczki, które mogą uczestniczyć w wiązaniu wodorowym, – określa czym jest uwarunkowana reaktywność związku chemicznego, – określa łatwość parowania substancji na podstawie jej temperatury wrzenia, – ocenia rozpuszczalność substancji w polarnym lub niepolarnym rozpuszczalniku analizując budowę jej cząsteczki; 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia w jaki sposób oddziaływania międzycząsteczkowe i wiązania wodorowe wpływają na właściwości fizyczne związków, – określa względne temperatury wrzenia substancji na podstawie siły ich oddziaływań międzycząsteczkowych;

Węglowodory

ocena dopuszczająca	ocena dostateczna	ocena dobra	ocena bardzo dobra
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcie chemii organicznej, – podaje wartościowość węgla, – wymienia rodzaje wiązań jakie mogą występować w łańcuchu węglowym, – definiuje pojęcia: węglowodory, alkany, alkeny, alkiiny, grupa alkilowa, szereg homologiczny, 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – przedstawia budowę alkanów, alkenów i alkinów za pomocą wzorów ogólnych, – rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne węglowodorów nasyconych i nienasyconych o liczbie 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – rysuje wzór strukturalny alkanu, alkenu, alkinu na podstawie jego wzoru sumarycznego, – nazywa alkany, alkeny i alkiiny oraz rysuje ich wzory strukturalne na 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – opisuje budowę cząsteczki etynu na podstawie hybrydyzacji orbitali atomowych węgla, – ustala liczbę i rodzaj izomerycznych węglowodorów na podstawie wzoru

<ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia co to jest izomeria, – podaje kryterium podziału węglowodorów ze względu na rodzaj wiązania między atomami węgla w cząsteczce, – wymienia poszczególne szeregi homologiczne węglowodorów oraz podaje przykłady każdego z nich w postaci wzoru sumarycznego i nazwy, – wymienia rodzaje spalań węglowodorów w zależności od dostępu tlenu, – wymienia przykłady węglowodorów aromatycznych w postaci wzoru sumarycznego i nazwy, – rozpoznaje alkan, alken, alkin, prostą fluorowcopochodną alkanu na podstawie struktury cząsteczki, – podaje skład gazu ziemnego i ropy naftowej, – wyjaśnia pojęcie polimery, – wymienia przykłady polimerów syntetycznych oraz podaje ich podstawowe zastosowania; 	<p>atomów węgla od 1 do 10 o łańcuchach prostych,</p> <ul style="list-style-type: none"> – zapisuje wzory i nazwy wybranych fluorowcopochodnych, – wyjaśnia pojęcie izomeria konstytucyjna, położenia podstawnika, – opisuje kierunki zmian fizycznych właściwości węglowodorów, – podaje charakterystyczne typy reakcji dla węglowodorów nasyconych i węglowodorów nienasyconych, – zapisuje równania reakcji spalania (całkowitego i niecałkowitego) przykładowego węglowodoru, – wymienia podstawowe właściwości metanu, etenu i etynu, – wyjaśnia na czym polega reakcja polimeryzacji, – podaje wzór ogólny związków chemicznych szeregu homologicznego benzenu, – opisuje właściwości fizyczne toluenu (metylobenzenu); 	<p>podstawie nazwy,</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia wpływ długości łańcucha węglowego na właściwości fizyczne węglowodorów, – określa rzędowość atomów węgla w cząsteczkach alkanów, – omawia podział rodzajów izomerii, – wymienia warunki, jakie muszą być spełnione aby węglowodór mógł występować w odmianach cis i trans, – identyfikuje dwie cząsteczki o podanych wzorach strukturalnych, jako izomery konstytucyjne lub cis–trans, – przewiduje, które alkeny tworzą izomery cis i trans, – układa i zapisuje równania reakcji przyłączania (addycji), – podaje przewidywalne produkty określonej reakcji eliminacji, addycji i substytucji, – układa i zapisuje równania reakcji przyłączania H₂, Cl₂ i Br₂, HCl i HBr, H₂O do etynu, – proponuje doświadczenie pozwalające na odróżnienie węglowodorów nasyconych od nienasyconych, – określa polimer, który utworzy określony monomer, oraz identyfikuje monomery na podstawie podanej jednostki powtarzalnej polimeru, – wyjaśnia pojęcia: węglowodory aromatyczne, elektrony 	<p>sumarycznego oraz tworzy ich nazwy,</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia na prostych przykładach mechanizm reakcji substytucji, addycji i eliminacji, – zapisuje ciąg przemian pozwalających otrzymać benzen z węgla i dowolnych odczynników nieorganicznych oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych, – wykazuje różnicę między alkanami, alkenami, alkinami i węglowodorami aromatycznymi na podstawie wiązań, struktury i reaktywności, – projektuje doświadczenia dowodzące różnic we właściwościach węglowodorów nasyconych, nienasyconych i aromatycznych, – stosuje zasady bezpieczeństwa podczas wykonywania eksperymentów chemicznych;
--	--	---	--

		<p>zdelokalizowane, pierścień aromatyczny,</p> <ul style="list-style-type: none">– opisuje budowę cząsteczki benzenu z uwzględnieniem delokalizacji elektronów,– omawia sposoby otrzymywania i właściwości fizyczne benzenu,– wyjaśnia dlaczego benzen, w przeciwieństwie do alkenów, nie odbarwia wody bromowej ani zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu,– zapisuje równania reakcji benzenu z chlorem i bromem z użyciem katalizatora lub w obecności światła i wyjaśnia mechanizm tej reakcji chemicznej,– zapisuje równania reakcji nitrowania benzenu, określa warunki przebiegu tej reakcji chemicznej,– zapisuje reakcje toluenu z Cl_2 lub Br_2 wobec katalizatora lub w obecności światła,– zapisuje równania reakcji nitrowania toluenu, określa warunki przebiegu tej reakcji chemicznej;	
--	--	--	--

Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

ocena dopuszczająca	ocena dostateczna	ocena dobra	ocena bardzo dobra
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcia: grupa funkcyjna, alkohole monohydroksylowe i polihydroksylowe, fenole, – podaje wzór i nazwę grupy funkcyjnej, która występuje w alkoholach, – zapisuje wzory ogólne alkoholi monohydroksylowych, – podaje przykłady alkoholi w postaci wzorów wraz z nazwą, – zalicza substancję do alkoholi (na podstawie budowy jej cząsteczki), – zapisuje wzór glicerolu, podaje jego nazwę systematyczną, właściwości i zastosowania, – zapisuje wzór fenolu, podaje jego nazwę systematyczną, właściwości i zastosowania, – definiuje pojęcia: aldehydy, ketony, – zapisuje wzory dwóch pierwszych członów szeregu homologicznego aldehydów i podaje ich nazwy, 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – przedstawia budowę alkoholi za pomocą wzoru ogólnego, – podaje zasady tworzenia nazw systematycznych alkoholi, – podaje wzory strukturalne i (lub) półstrukturalne czterech pierwszych członów szeregu homologicznego alkoholi monohydroksylowych wraz z nazwami, – wyjaśnia pojęcie rzędowości alkoholi, – podaje nazwy systematyczne i zwyczajowe najważniejszych alkoholi polihydroksylowych, – podaje nazwy alkoholi polihydroksylowych na podstawie wzoru chemicznego, – wskazuje różnice w budowie alkoholi mono- i polihydroksylowych, – zapisuje równania reakcji spalania (całkowitego i niecałkowitego) alkoholu, – omawia właściwości fizyczne i chemiczne etanolu, glikolu etylenowego i glicerolu, – przedstawia budowę fenoli za pomocą wzoru ogólnego, – podaje nazwy systematyczne i 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – nazwa alkohole na podstawie wzoru chemicznego, – rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów alkoholi monohydroksylowych o podanym wzorze sumarycznym, – określa rzędowość alkoholi, – ustala liczbę i rodzaj izomerycznych alkoholi oraz tworzy ich nazwy, – zapisuje równania reakcji chemicznych alkoholi z Na, HCl, HBr, – wykrywa obecność etanolu, – zapisuje równania reakcji utleniania alkoholi do związków karbonylowych i ewentualnie do kwasów karboksylowych, odwodnienie do alkenów, reakcję z nieorganicznymi kwasami tlenowymi i kwasami karboksylowymi, – opisuje działanie CuO lub $K_2Cr_2O_7/H_2SO_4$ na alkohole pierwszo-, drugorzędowe; – porównuje budowę cząsteczek alkoholi i fenoli, – zapisuje równania reakcji benzenolu z: sodem i z wodorotlenkiem sodu, bromem, kwasem azotowym(V), – wskazuje różnice i podobieństwa w budowie aldehydów i ketonów, – rysuje wzór strukturalny i 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – proponuje różne metody otrzymywania alkoholi i fenoli oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych, – projektuje, prowadzi i opisuje doświadczenie, którego przebieg pozwoli odróżnić alkohol monohydroksylowy od alkoholu polihydroksylowego, – klasyfikuje alkohol do mono- lub polihydroksylowych na podstawie obserwacji wyników doświadczenia, – ocenia wpływ pierścienia benzenowego na charakter chemiczny fenoli, – zapisuje równania reakcji ilustrujących różnice we właściwościach chemicznych alkoholi i fenoli, – projektuje, prowadzi i opisuje i doświadczenie potwierdzające właściwości redukujące aldehydów i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych, – wyjaśnia, dlaczego w wyniku utleniania alkoholi pierwszorzędowych powstają aldehydy, natomiast drugorzędowych – ketony, – udowadnia, że aldehydy i ketony o tej

	<p>zwyczajowe homologów fenolu, – przedstawia budowę aldehydów i ketonów za pomocą wzorów ogólnych, – podaje wzór grupy aldehydowej, – omawia metody otrzymywania aldehydów,</p> <p>– zapisuje równanie reakcji otrzymywania etanolu z etanolu,</p> <p>– określa właściwości chemiczne aldehydów,</p> <p>– omawia reakcje identyfikacji aldehydów i ketonów,</p> <p>– omawia zastosowania aldehydów i ketonów, – przedstawia budowę kwasów karboksylowych za pomocą wzoru ogólnego, – dzieli kwasy karboksylowe ze względu na budowę łańcucha węglowego,</p> <p>– omawia metody otrzymywania kwasów karboksylowych z alkoholi i aldehydów,</p> <p>– zapisuje równania reakcji dysocjacji elektrolitycznej prostych kwasów karboksylowych i nazywa powstające w tych reakcjach jony,</p> <p>– wskazuje resztę kwasową we wzorze kwasów karboksylowych (alifatycznych i aromatycznych),</p> <p>– szereguje kwasy: H_2SO_4, CH_3COOH, H_2CO_3 według spadku (lub wzrostu)</p>	<p>półstrukturalny aldehydu i ketonu na podstawie jego wzoru sumarycznego,</p> <p>– nazywa aldehydy i ketony na podstawie wzorów chemicznych;</p> <p>– rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerycznych aldehydów i ketonów o podanym wzorze sumarycznym,</p> <p>– planuje i wykonuje doświadczenie chemiczne, którego celem jest otrzymanie aldehydu w wyniku utleniania alkoholu pierwszorzędowego,</p> <p>– zapisuje równanie reakcji utleniania alkoholu pierwszorzędowego np. tlenkiem miedzi(II),</p> <p>– określa wzór alkoholu, z którego powstał aldehyd,</p> <p>– planuje i wykonuje doświadczenie chemiczne, którego celem jest otrzymanie ketonu w wyniku utleniania alkoholu drugorzędowego oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych,</p> <p>– stosuje zasady bezpieczeństwa podczas wykonywania eksperymentów chemicznych,</p> <p>– określa wzór alkoholu, z którego powstał keton,</p> <p>– określa rodzaj związku karbonylowego (aldehyd czy keton) na</p>	<p>samej liczbie atomów węgla są względem siebie izomerami,</p> <p>– wyjaśnia wpływ długości łańcucha węglowego i oddziaływań międzycząsteczkowych na właściwości fizyczne aldehydów i ketonów, – porównuje właściwości kwasów nieorganicznych i kwasów karboksylowych na wybranych przykładach,</p> <p>– ocenia wpływ wiązania podwójnego w cząsteczce na właściwości kwasów tłuszczowych,</p> <p>– dobiera współczynniki reakcji roztworu manganianu(VII) potasu (środowisku kwasowym) z etanolem,</p> <p>– projektuje, prowadzi i opisuje doświadczenia pozwalające otrzymywać sole kwasów karboksylowych (w reakcjach kwasów z metalami, tlenkami metali, wodorotlenkami metali i solami słabych kwasów), uwzględniając substancje chemiczne, sprzęt laboratoryjny, schemat, obserwacje i wnioski oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych,</p> <p>– projektuje i przeprowadza doświadczenie mające na celu odróżnianie nasyconych kwasów i nienasyconych kwasów tłuszczowych, – planuje i opisuje doświadczenie pozwalające otrzymać ester mając substraty,</p>
--	--	---	--

<ul style="list-style-type: none"> – omawia metodę otrzymywania metanalu i etanalu, – wymienia reakcje charakterystyczne aldehydów, – zapisuje wzór i określa właściwości acetonu jako najprostszego ketonu, –wymienia zastosowania aldehydów i ketonów, – wyjaśnia pojęcie kwasy karboksylowe, – wskazuje grupę karboksylową we wzorach kwasów karboksylowych (alifatycznych i aromatycznych), – rysuje wzory strukturalne kwasu mrówkowego i kwasu octowego, podaje ich nazwy systematyczne, właściwości i zastosowania, – podaje przykłady kwasów tłuszczowych, – definiuje pojęcie mydeł, – definiuje pojęcia: estry, tłuszcze, – omawia metodę otrzymywania estrów, – opisuje właściwości fizyczne estrów, – omawia miejsca występowania i zastosowania estrów, – klasyfikuje tłuszcze pod względem pochodzenia i stanu skupienia, – podaje gdzie występują tłuszcze, – opisuje jakie role odgrywają tłuszcze w gospodarce i organizmach żywych, – porównuje właściwości tłuszczów stałych i olejów jadalnych, – omawia zastosowania reakcji utwardzania tłuszczów ciekłych, – definiuje pojęcia: aminy, amidy, 	<p>mocy kwasów,</p> <ul style="list-style-type: none"> – przedstawia budowę estrów za pomocą wzoru ogólnego, – tworzy nazwy prostych estrów kwasów karboksylowych – tworzy nazwy prostych estrów tlenowych kwasów nieorganicznych, – wyjaśnia, na czym polega reakcja estryfikacji, – zapisuje równanie reakcji otrzymywania prostego estru np. octanu etylu, – określa warunki przebiegu reakcji estryfikacji, – opisuje budowę tłuszczu stałych i ciekłych, – omawia istotę procesu utwardzania tłuszczów ciekłych, podaje warunki jego przebiegu, – wyjaśnia na czym polega reakcja zmydlenia tłuszczów, – wskazuje grupę funkcyjną we wzorach amin, – przedstawia budowę amoniaku, amin, amidów, za pomocą wzorów ogólnych i podaje typowe przykłady tych związków w postaci wzorów strukturalnych i (lub) półstrukturalnych wraz z nazwą; 	<p>podstawie wyników próby z odczynnikami Tollensa i Trommera,</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia czym różni się próba Tollensa od Trommera, – układa równania reakcji ilustrujące próbę Tollensa i próbę Trommera, – opisuje proces polimeryzacji aldehydu mrówkowego, – nazywa kwasy karboksylowe oraz zapisuje ich wzory strukturalne i półstrukturalne na podstawie nazwy, – omawia podobieństwa i różnice w budowie i właściwościach kwasów nasyconych i nienasyconych, – rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerycznych kwasów karboksylowych o podanym wzorze sumarycznym, – zapisuje równania reakcji otrzymywania kwasów karboksylowych z alkoholi i aldehydów, – uzasadnia przyczyny właściwości redukujących kwasu mrówkowego w reakcji z manganianem(VII) potasu w obecności kwasu siarkowego (VI), – układa równania reakcji ilustrujące właściwości chemiczne kwasu mrówkowego, – projektuje, prowadzi i opisuje doświadczenie, którego wynik 	<ul style="list-style-type: none"> – udowadnia, że estry o takim samym wzorze sumarycznym mogą mieć różne wzory strukturalne i nazwy, – zapisuje ciągi przemian (i odpowiednie równania reakcji) wiążących ze sobą właściwości poznanych węglowodorów i ich pochodnych (np. planuje ciąg przemian umożliwiających otrzymanie etanianu etylu (octanu etylu) z etynu, – projektuje i przeprowadza doświadczenie, którego wynik dowiedzie, że w skład oleju jadalnego wchodzi związek o charakterze nienasyconym, – opisuje eksperyment chemiczny uwzględniając: szkło i sprzęt laboratoryjny, odczynniki chemiczne, obserwacje i wnioski, – wyjaśnia przyczynę zasadowych właściwości amoniaku i amin, – wskazuje na różnice i podobieństwa w budowie etyloaminy i fenyloaminy (aniliny), – zapisuje równania reakcji chemicznych potwierdzające zasadowość amin, – zapisuje równania reakcji otrzymywania amin, – porównuje przebieg reakcji hydrolizy acetamidu w środowisku kwasowym (pod wpływem np. kwasu siarkowego(VI) i zasadowym (pod wpływem np. wodorotlenku sodu),
---	---	---	---

<p>– zapisuje wzór metyloaminy i określa jej właściwości,</p> <p>– zapisuje wzór mocznika, określa jego właściwości i zastosowania;</p>		<p>dowiedzie, że kwas octowy jest kwasem słabszym od kwasu siarkowego(VI) i mocniejszym od kwasu węglowego uwzględniając substancje chemiczne, sprzęt laboratoryjny, schemat, obserwacje i wnioski oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych,</p> <p>– układa równania reakcji kwasów karboksylowych z metalami, tlenkami metali, z solami słabych kwasów, z alkoholami,</p> <p>– określa odczyn roztworu wodnego octanu sodu i ilustruje równaniami reakcji,</p> <p>– tłumaczy przyczynę zasadowego odczynu roztworu wodnego mydła i ilustruje równaniami reakcji,</p> <p>– opisuje budowę cząsteczek estrów i wiązania estrowego,</p> <p>– podaje nazwy prostych estrów na podstawie wzorów strukturalnych lub półstrukturalnych,</p> <p>– rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne estrów kwasów karboksylowych i tlenowych kwasów nieorganicznych na podstawie ich nazwy,</p> <p>– wyjaśnia na przykładzie mechanizm reakcji estryfikacji,</p> <p>– opisuje rolę stężonego kwasu siarkowego(VI) w reakcji estryfikacji,</p> <p>– na podstawie nazwy lub wzoru estru podaje nazwy oraz wzory alkoholu i</p>	<p>– zapisuje równanie wykazujące, że produktem reakcji kondensacji mocznika jest związek chemiczny zawierający w cząsteczce wiązanie peptydowe,</p> <p>– planuje, wykonuje i opisuje doświadczenie otrzymywania biuretu w reakcji kondensacji mocznika i wykrywania obecności wiązania peptydowego w biurecie, uwzględniając substancje chemiczne, sprzęt laboratoryjny, schemat, obserwacje i wnioski;</p>
---	--	--	--

		<p>kwasu, z których powstał ester,</p> <ul style="list-style-type: none">– podaje wzór strukturalny estru utworzonego w reakcji estryfikacji kwasu karboksylowego z określonym alkoholem,– zapisuje równanie reakcji estryfikacji pomiędzy kwasem karboksylowym i alkoholem,– wyjaśnia przebieg reakcji estru z wodą w środowisku o odczynie kwasowym i z roztworem wodorotlenku sodu,– ilustruje za pomocą odpowiednich równań reakcji hydrolizę kwasową i hydrolizę zasadową estrów,– przedstawia w postaci wzorów ogólnych, strukturalnych i półstrukturalnych typowe przykłady tłuszczów,– zapisuje równania reakcji ilustrujących przebieg reakcji utwardzania tłuszczów i podaje nazwy produktów tej reakcji,– zapisuje równania reakcji hydrolizy zasadowej i hydrolizy kwasowej tłuszczów,– rysuje wzory elektronowe cząsteczek amoniaku i etyloaminy,– dzieli aminy ze względu na strukturę cząsteczki,	
--	--	--	--

		<ul style="list-style-type: none"> – omawia metody otrzymywania amin, – opisuje właściwości fizyczne i chemiczne amin, – opisuje właściwości chemiczne amidów (odczyn, hydroliza pod wpływem mocnych kwasów i zasad), – podaje nazwę produktu reakcji kondensacji mocznika; 	
--	--	---	--

Obliczenia dotyczące wyznaczania wzoru związku i wydajności reakcji

ocena dopuszczająca	ocena dostateczna	ocena dobra	ocena bardzo dobra
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcie wydajności reakcji chemicznej, – tłumaczy znaczenie wzoru empirycznego i rzeczywistego, – wykonuje bardzo proste obliczenia związane z wyznaczaniem wzoru związku; 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia różnicę między wzorem empirycznym substancji a jej wzorem rzeczywistym, – na podstawie wzoru empirycznego i masy molowej związku ustala jego wzór rzeczywisty, – wykonuje proste obliczenia związane z wydajnością procentową reakcji chemicznych; 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – ustala wzór empiryczny i rzeczywisty na podstawie składu związku chemicznego wyrażonego w procentach masowych i masy molowej, – ustala wzór związku chemicznego na podstawie równania reakcji z parametrami, – oblicza teoretyczną i procentową wydajność produktów reakcji na podstawie masy substratu; 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wykonuje obliczenia związane z wydajnością reakcji chemicznych, – wykonuje obliczenia umożliwiające ustalenie wzoru empirycznego i rzeczywistego związku chemicznego nieorganicznego i organicznego (o znacznym stopniu trudności);

Izomeria optyczna

ocena dopuszczająca	ocena dostateczna	ocena dobra	ocena bardzo dobra
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – definiuje pojęcia: czynność optyczna, chiralność, izomeria optyczna; 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcia: asymetryczny atom węgla, enancjomery, diastereoizomery, – konstruuje model cząsteczki chiralnej; 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – stwierdza, czy związek jest chiralny, – identyfikuje dwie cząsteczki o podanych wzorach strukturalnych jako izomery optyczne; 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia przyczyny chiralności, – wskazuje centra chiralności w cząsteczce, – wskazuje pary enancjomerów i diastereomerów, – opisuje działanie enancjomerów na

			światło spolaryzowane;
--	--	--	------------------------

Związki wielofunkcyjne

ocena dopuszczająca	ocena dostateczna	ocena dobra	ocena bardzo dobra
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – podaje przykłady kwasów dwufunkcyjnych: kwas mlekowy i kwas salicylowy, – omawia występowanie i zastosowania kwasu mlekowego i kwasu salicylowego, – wyjaśnia pojęcie cukry (węglowodany, sacharydy), – określa skład pierwiastkowy cukrów, – dokonuje podziału cukrów na proste i złożone, podaje przykłady każdego z nich w postaci wzoru sumarycznego i nazwy, – określa właściwości glukozy, sacharozy, skrobi i celulozy oraz wymienia źródła występowania tych substancji w przyrodzie, – omawia rolę cukrów w organizmach żywych, – wskazuje na pochodzenie cukrów prostych, zawartych np. w owocach, – opisuje znaczenie fotosyntezy dla roślin zielonych, – definiuje pojęcia: aminokwasy, białka, – zapisuje wzór najprostszego aminokwasu i podaje jego nazwę, – podaje skład pierwiastkowy białek, 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – wyjaśnia pojęcie hydroksykwasy, – wskazuje grupy funkcyjne w cząsteczkach hydroksykwasów, – opisuje budowę cukrów, – rysuje wzór łańcuchowy cząsteczki glukozy i fruktozy, wskazuje na podobieństwa i różnice, – opisuje właściwości fizyczne glukozy, sacharozy i celulozy, – omawia reakcje charakterystyczne glukozy, – omawia proces fotosyntezy oraz zapisuje równanie tej reakcji chemicznej, – podaje wzory sumaryczne sacharozy i maltozy, – wymienia różnice w budowie cząsteczek skrobi i celulozy – przedstawia budowę aminokwasów za pomocą wzoru ogólnego i podaje typowe przykłady tych związków w postaci wzorów strukturalnych i (lub) półstrukturalnych wraz z nazwą, – opisuje właściwości fizyczne glicyny, – opisuje właściwości kwasowo–zasadowe aminokwasów na przykładzie glicyny, – zapisuje równanie kondensacji dwóch 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – podaje nazwy systematyczne kwasu mlekowego i kwasu salicylowego oraz zapisuje ich wzory strukturalne na podstawie nazwy, – rysuje wzór strukturalny i półstrukturalny aspiryny i wyjaśnia dlaczego związek ten nazywamy kwasem acetylosalicylowym, – klasyfikuje monosacharydy ze względu na grupę funkcyjną i wielkość cząsteczki, – wyjaśnia pojęcia anomery α, β, – rysuje wzór łańcuchowy cząsteczki rybozy i 2–deoksyrybozy, – wykazuje, że monosacharydy należą do polihydroksyaldehydów lub polihydroksyketonów, – wskazuje wiązanie O–glikozydowe w cząsteczce sacharozy i maltozy, – opisuje właściwości glukozy i fruktozy wskazując na podobieństwa i różnice, – potwierdza doświadczalnie obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy, – wyjaśnia dlaczego maltoza posiada właściwości redukujące, a sacharoza nie wykazuje właściwości redukujących, 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – rysuje wzory tafłowe (Hawortha) glukozy, fruktozy, sacharozy, – opisuje przemianę glukozy z formy łańcuchowej w formę pierścieniową, – planuje ciąg przemian umożliwiających przekształcenie glukozy w etanian etylu oraz zapisuje odpowiednie równania reakcji, – projektuje doświadczenie wykazujące obecność grupy aldehydowej w cząsteczce glukozy, – doświadczalnie odróżnia glukozę od fruktozy, – zapisuje równanie reakcji wykazujące redukujące właściwości glukozy, – zapisuje równanie reakcji ilustrujące redukujące właściwości maltozy, – porównuje właściwości skrobi i celulozy wynikające z różnicy w budowie ich cząsteczek, – zapisuje proces hydrolizy sacharozy równaniem reakcji chemicznej, – zapisuje uproszczone równania hydrolizy skrobi i celulozy, – projektuje, przeprowadza i opisuje doświadczenie pozwalające przekształcić sacharozę w cukry proste uwzględniając substancje chemiczne, sprzęt laboratoryjny, schemat, obserwacje i wnioski, – stosuje zasady bezpieczeństwa

<ul style="list-style-type: none"> – nazywa wiązanie występujące w strukturze białek, – omawia rolę białek w organizmach, – podaje sposób, w jaki można wykryć obecność białek; 	<ul style="list-style-type: none"> cząsteczek glicyny i wskazuje wiązanie peptydowe, – wskazuje i podaje nazwy grup funkcyjnych występujących w aminokwasach; 	<ul style="list-style-type: none"> – bada właściwości skrobi i celulozy, – omawia hydrolizę sacharozy, – projektuje, przeprowadza i opisuje doświadczenie pozwalające wykryć obecność skrobi w artykułach spożywczych, – opisuje powstawanie jonów obojnaczych aminokwasów, – bada doświadczalnie glicynę i wykazuje jej właściwości amfoteryczne, – zapisuje równania reakcji powstawania di- i tripeptydów z różnych aminokwasów; 	<ul style="list-style-type: none"> podczas wykonywania eksperymentów chemicznych, – podaje przykłady aminokwasów białkowych, rysuje ich wzory strukturalne i półstrukturalne oraz ich skrócone nazwy trzyliterowe, – wyjaśnia mechanizm powstawania jonów obojnaczych aminokwasów, – opisuje przebieg hydrolizy peptydów, – rysuje wzory strukturalne i półstrukturalne izomerów optycznych aminokwasów, – projektuje, prowadzi i opisuje doświadczenie wykazujące właściwości amfoteryczne aminokwasów i zapisuje odpowiednie równania reakcji chemicznych;
--	---	---	--

Wybrane zastosowania chemii organicznej

ocena dopuszczająca	ocena dostateczna	ocena dobra	ocena bardzo dobra
<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – ocenia znaczenie związków organicznych i ich różnorodność; 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – klasyfikuje tworzywa sztuczne na polimeryzacyjne i polikondensacyjne, wskazuje ich zastosowania; – omawia rodzaje związków chemicznych dodawanych do żywności; 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – określa do jakiej grupy związków organicznych należy cholesterol, błonnik, morfina, heroina, – opisuje skład chemiczny i zastosowania słodzików na przykładzie aspartamu, – klasyfikuje tworzywa sztuczne w zależności od sposobu ich powstawania, – omawia tworzywa polimeryzacyjne i wymienia przykłady, – omawia tworzywa polikondensacyjne 	<p>Uczeń:</p> <ul style="list-style-type: none"> – opisuje różnice w powstawaniu tworzywa polimeryzacyjnego i polikondensacyjnego, – zapisuje równania reakcji otrzymywania polimetakrylanu metylu, polistyrenu, nylonu, – podaje zależność pomiędzy kolorem a długością fali, – omawia cechy struktury związków organicznych, które są barwnikami;

		i wymienia przykłady, – wyjaśnia czym jest światło, – wyjaśnia związek między budową związku chemicznego i jego barwą;	
--	--	---	--

Ocenę **celującą** otrzymuje uczeń, który:

- spełnia wszystkie wymagania na ocenę bardzo dobrą,
- samodzielnie rozszerza swoje wiadomości i umiejętności przedmiotowe,
- samodzielnie analizuje i rozwiązuje problemy w sytuacjach nietypowych,
- osiąga sukcesy w różnych konkursach i olimpiadach chemicznych.