

Przedmiotowe zasady oceniania – wymagania na poszczególne oceny szkolne – klasa 1

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
Pracownia chemiczna. Przepisy BHP i regulamin	<ul style="list-style-type: none"> wymienia nazwy szkła i podstawowego sprzętu laboratoryjnego wymienia zasady bezpiecznej pracy w szkolnej pracowni chemicznej (w tym ogrzewania zawartości próbki w płomieniu palnika) i je stosuje wymienia, jakie informacje można uzyskać, mając do dyspozycji karty charakterystyk substancji 	<ul style="list-style-type: none"> określa przeznaczenie szkła i podstawowego sprzętu laboratoryjnego odszukuje w kartach charakterystyk substancji informacje na temat zagrożeń związanych ze stosowaniem podstawowych odczynników bezpiecznie posługuje się podstawowym sprzętem laboratoryjnym i odczynnikami chemicznymi przedstawia przebieg doświadczenia za pomocą schematycznego rysunku i formułuje wnioski 	<ul style="list-style-type: none"> zna i stosuje zasady BHP w laboratorium wraz z regułami udzielania pierwszej pomocy odszukuje w karcie charakterystyk substancji informacje na temat wpływu podanego odczynnika chemicznego na organizm 	<ul style="list-style-type: none"> wykorzystuje tekst o tematyce chemicznej (np. karty pracy) i przygotowane przez nauczyciela odczynniki (sprzęt) w celu formułowania problemów badawczych, weryfikacji postawionych hipotez oraz wykonuje pod kierunkiem nauczyciela doświadczenie chemiczne (zgodnie z zasadami BHP) dokumentuje przebieg doświadczenia z użyciem narzędzi informatycznych oraz prezentuje uzyskane wyniki na forum grupy lub klasy 	<ul style="list-style-type: none"> planuje krok po kroku przebieg doświadczenia chemicznego z wykorzystaniem literatury przedmiotu, zasobów internetu oraz metodologii badawczej, krytycznie analizuje uzyskane informacje, a następnie samodzielnie przygotowuje listę odczynników (sprzęt laboratoryjny) oraz procedurę wykonania doświadczenia wyjaśnia, posługując się terminologią chemiczną, wiedzą z różnych źródeł informacji i kartami charakterystyk substancji, jaki jest mechanizm szkodliwego działania substancji
ATOMY, CZĄSTECZKI I STECHIOMETRIA CHEMICZNA					
1. Liczba atomowa i liczba masowa	<ul style="list-style-type: none"> wyszczególnia jądro i elektrony jako składniki atomu definiuje pojęcia: proton, neutron, elektron, atom objaśnia pojęcie izotopu i nuklidu definiuje pojęcie nukleonu objaśnia, czym są liczba atomowa i liczba masowa 	<ul style="list-style-type: none"> opisuje różnice między protonem a neutronem na podstawie znajomości liczb Z i A wymienia liczbę cząstek elementarnych wchodzących w skład atomu danego pierwiastka wymienia izotopy wodoru i opisuje ich budowę 	<ul style="list-style-type: none"> wskazuje w zbiorze nuklidów te, które są izotopami, izotopami, izobarami, mając do dyspozycji tekst o tematyce chemicznej (w szczególności definicje izotonów, izobarów) opisuje budowę atomów pierwiastków rozpoczynających i kończących dany szereg promieniotwórczy, mając do dyspozycji szeregi promieniotwórcze 	<ul style="list-style-type: none"> potrafi określić przez kogo i kiedy zostały odkryte neutrony, elektrony i protony potrafi wymienić techniki badawcze, za pomocą których można obrazować powierzchnię próbki ze zdolnością rozdzielczą na poziomie atomowym 	<ul style="list-style-type: none"> potrafi opisać, w jaki sposób zostały odkryte protony, elektrony i neutrony przedstawia kwarkową budowę protonu i neutronu oraz wyjaśnia, na czym polega ich wzajemna przemiana

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
2. Masa atomowa i masa cząsteczkowa	<ul style="list-style-type: none"> definiuje jednostkę masy atomowej definiuje pojęcia: masa atomowa i masa cząsteczkowa 	<ul style="list-style-type: none"> na podstawie danych zawartych w układzie okresowym określa masy atomowe pierwiastków oraz oblicza masy cząsteczkowe oblicza średnią masę atomową pierwiastka jako średnią ważoną z zawartości procentowej poszczególnych izotopów oblicza procentowy skład izotopowy pierwiastków, mając do dyspozycji średnią masę atomową pierwiastka 	<ul style="list-style-type: none"> przelicza masy atomowe i cząsteczkowe na masy w gramach i odwrotnie 	<ul style="list-style-type: none"> wykonuje obliczenia związane z pojęciami: masa atomowa, masa cząsteczkowa, liczba atomowa, liczba masowa, jednostka masy atomowej (o większym stopniu trudności) 	<ul style="list-style-type: none"> potrafi wymienić pierwiastki składające się z takich samych nuklidów wyjaśnia, dlaczego właściwości pierwiastków nie zmieniają się okresowo wraz ze wzrostem masy atomowej, ale zmieniają się wraz ze wzrostem liczby atomowej, mając do dyspozycji masy atomowe wszystkich pierwiastków oraz informacje na temat historii powstawania układu okresowego
3. Mol i masa molowa	<ul style="list-style-type: none"> definiuje pojęcia: mol i masa molowa korzystając z układu okresowego, podaje wartości mas molowych pierwiastków na podstawie wzoru chemicznego oblicza wartości mas molowych związków chemicznych oraz pierwiastków występujących pod postacią cząsteczek podaje treść prawa Avogadra korzysta z wartości gęstości i oblicza masy molowe gazów – głównych składników powietrza 	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia pojęcie: objętość molowa gazów wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami: mol, masa molowa, objętość molowa gazów w warunkach normalnych wyjaśnia pojęcie: liczba Avogadra oraz wiąże mol z liczbą cząstek zawartych w podanej ilości substancji podaje treść prawa Avogadra charakteryzuje warunki normalne oblicza masy molowe hydratów, wodorosoli, hydroksosoli, mając do dyspozycji wzór sumaryczny lub nazwę systematyczną związku 	<ul style="list-style-type: none"> swobodnie operuje pojęciami mola, masy molowej i objętości molowej stosuje w obliczeniach chemicznych równanie Clapeyrona wyjaśnia pojęcie wydajności reakcji wyjaśnia własnymi słowami, jakie wnioski wynikają z analizy treści prawa Avogadra oblicza zawartości procentowe wody w szeregu hydratów, mając do dyspozycji nazwy i wzory hydratów (masy molowe) 	<ul style="list-style-type: none"> porównuje gęstości różnych gazów na podstawie znajomości ich mas molowych wykonuje obliczenia dotyczące mola, masy molowej i objętości molowej o podwyższonym stopniu trudności oblicza średnią masę molową powietrza (mając do dyspozycji informacje na temat zawartości procentowej poszczególnych gazów w powietrzu) i na tej podstawie przewiduje, który z gazów będzie cięższy / lżejszy od powietrza 	<ul style="list-style-type: none"> znając masę molową gazu oraz średnią masę molową powietrza, proponuje sposób zbierania wydzielającego się gazu potrafi zaplanować i przeprowadzić doświadczenie mające na celu wyznaczenie liczby Avogadra

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
4. Wyznaczanie wzoru związku chemicznego	<ul style="list-style-type: none"> potrafi wyjaśnić różnicę między wzorem rzeczywistym a empirycznym formułuje prawo stałości składu związku chemicznego podaje wzory sumaryczne prostych związków chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> oblicza skład procentowy poszczególnych pierwiastków w związku chemicznym na podstawie danych zawartości procentowych poszczególnych pierwiastków potrafi określić wzór empiryczny (elementarny) i rzeczywisty związku chemicznego 	<ul style="list-style-type: none"> potrafi określić wzór rzeczywisty na podstawie wzoru elementarnego i gęstości par substancji (bezwzględnej i względnej) ustala empiryczny i rzeczywisty wzór związku chemicznego, mając do dyspozycji wyniki analizy spaleniowej (masę CO₂ i masę H₂O) 	<ul style="list-style-type: none"> potrafi wymienić metody wyznaczania wzorów substancji 	<ul style="list-style-type: none"> potrafi wyjaśnić, na czym polegają metody wyznaczania wzorów substancji ustala empiryczny i rzeczywisty wzór związku chemicznego na podstawie wyników analizy spaleniowej rozwiązuje zadania wieloetapowe poprzedzone informacją wprowadzającą
5. Molowa interpretacja równania reakcji chemicznej	<ul style="list-style-type: none"> zapisuje równania najprostszycy reakcji chemicznych na podstawie słownego lub graficznego opisu definiuje stosunek molowy reagentów na podstawie równania reakcji ustala stosunek masowy reagentów 	<ul style="list-style-type: none"> pisze i bilansuje równania prostych reakcji chemicznych wykonuje proste obliczenia dotyczące stosunku masowego reagentów i wzorów związków chemicznych interpretuje równania reakcji w ujęciu molowym oblicza ilość substancji, która przereaguje z podaną ilością reagentu ustala masę produktu otrzymanego w reakcji podanych ilości substratów na podstawie równania reakcji ustala stosunek objętościowy gazowych reagentów oblicza stosunek masowy reagentów na podstawie stosunku molowego definiuje pojęcie stosunku stechiometrycznego i niestechiometrycznego 	<ul style="list-style-type: none"> oblicza, korzystając z podanego stosunku masowego reagentów, masę powstającego produktu w przypadku, gdy jeden z substratów znajduje się w nadmiarze stosuje w obliczeniach objętość molową gazów w warunkach normalnych, np. ustala objętość tlenu potrzebną do spalania podanej ilości węglowodoru ustala skład mieszaniny otrzymanej w wyniku reakcji niestechiometrycznych ilości np. dwóch gazów 	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia, dlaczego objętości reagujących gazów i gazowych produktów reakcji mierzone w tych samych warunkach pozostają w stosunku niewielkich liczb całkowitych wykonuje obliczenia stechiometryczne dotyczące mas molowych, objętości molowych, liczby cząsteczek oraz niestechiometrycznych ilości substratów i produktów (o znacznym stopniu trudności) wykonuje obliczenia związane z wydajnością reakcji chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia różnicę między gazem doskonałym a rzeczywistym wykonuje obliczenia stechiometryczne o podwyższonym stopniu trudności (w tym z zastosowaniem równania Clapeyrona)

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
6. Rodzaje promieniowania jądrowego	<ul style="list-style-type: none"> definiuje pojęcia: nuklid i radionuklid wymienia czynniki wpływające na trwałość jąder wymienia rodzaje przemian jądrowych opisuje budowę cząstek α i β 	<ul style="list-style-type: none"> wymienia rodzaje promieniowania jądrowego i je definiuje podaje przykłady nuklidów promieniotwórczych wyjaśnia, na czym polega zjawisko promieniotwórczości naturalnej i sztucznej pisze równania reakcji prostych przemian jądrowych, np. emisji cząstek α, β i γ 	<ul style="list-style-type: none"> określa właściwości promieniowania α, β i γ wyjaśnia przyczynę różnicy między wartością masy atomowej a sumą mas swobodnych nukleonów i elektronów w atomie objaśnia, na czym polega tzw. wychwyty K 	<ul style="list-style-type: none"> porównuje właściwości promieniowania Roentgena z promieniowaniem jądrowym opisuje wpływ składu jądra na jego trwałość 	<ul style="list-style-type: none"> podaje przykłady naturalnych przemian jądrowych oraz omawia historię ich odkrycia określa, wykorzystując dane odczytane z naturalnych szeregów promieniotwórczych, jakim przemianom ulegają izotopy poszczególnych pierwiastków (z uwzględnieniem reakcji równoległych i następczych) i układu równania przemian
7. Czas połowicznego rozpadu i aktywność promieniotwórcza	<ul style="list-style-type: none"> definiuje czas połowicznego rozpadu wskazuje w układzie okresowym pierwiastki promieniotwórcze przedstawia zasady prawidłowego zapisu reakcji jądrowych tłumaczy szkodliwość promieniowania jonizującego 	<ul style="list-style-type: none"> podaje przykłady zastosowania radioizotopów na podstawie czasu połowicznego rozpadu porównuje trwałość izotopów promieniotwórczych na podstawie pełnego zapisu przemiany jądrowej podaje jej zapis skrócony i odwrotnie definiuje termin: defekt masy wymienia nazwy szeregów promieniotwórczych występujących w przyrodzie przedstawia zmianę wartości stosunku liczby neutronów do liczby protonów ze wzrostem Z na podstawie znajomości początkowego i końcowego nuklidu, tworzącego dany szereg promieniotwórczy, podaje liczbę przemian α i β występujących w tym szeregu 	<ul style="list-style-type: none"> określa położenie w układzie okresowym produktów emisji promieniowania α lub β z jąder podanego radioizotopu na podstawie znajomości czasu połowicznego rozpadu danego nuklidu konstruuje zależność masy (liczby atomów) radioizotopu w funkcji czasu opisuje zasadę datowania archeologicznego na podstawie wartości czasu połowicznego rozpadu szacuje czas, po którym określona liczba jąder pierwiastka promieniotwórczego ulegnie rozpadowi omawia wpływ promieniowania jądrowego na żyjące organizmy 	<ul style="list-style-type: none"> wskazuje różnice w przenikaniu przez materiały promieniowania α, β i γ opisuje metodę znakowania izotopowego i jej zastosowanie w nauce tłumaczy pojęcie szeregu promieniotwórczego i omawia je na przykładzie szeregu uranowo-radowego omawia regułę przesunięć Fajansa-Soddy'ego i stosuje ją przy przewidywaniu produktów przemian promieniotwórczych przedstawia wkład Marii Skłodowskiej-Curie i Piotra Curie w rozwój wiedzy na temat budowy materii 	<ul style="list-style-type: none"> podaje główne źródło ciepła skorupy ziemskiej przedstawia źródła promieniowania jądrowego w naszym otoczeniu wymienia detektory promieniowania jądrowego objaśnia, na jakiej zasadzie działają czujniki dymu i grubościomierze tłumaczy sposób wykrywania zmian nowotworowych metodami radioizotopowymi wyjaśnia przebieg reakcji łańcuchowej analizuje zasadę działania reaktora jądrowego i bomby atomowej na podstawie wartości liczby masowej danego nuklidu przyporządkowuje go do określonego szeregu promieniotwórczego

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
8. Sztuczne reakcje jądrowe	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, jakie warunki muszą być spełnione, aby przebiegły sztuczne przemiany jądrowe 	<ul style="list-style-type: none"> • wymienia rodzaje przemian β • stosuje zasady prawidłowego zapisu równań reakcji jądrowych do przewidywania produktów reakcji rozpadu promieniotwórczego 	<ul style="list-style-type: none"> • znając wartość $t_{1/2}$ danego nuklidu, oblicza zmianę jego masy (liczby atomów) w określonym czasie 	<ul style="list-style-type: none"> • prezentuje związek między wartością liczby atomowej a typem przemiany, jakiej ulega jądro • wymienia pierwiastki o największej masie, które mają trwałe izotopy • przedstawia sposoby otrzymywania radionuklidów (promieniotwórczość sztuczna) i zapisuje odpowiednie równania reakcji jądrowych 	<ul style="list-style-type: none"> • przedstawia założenia powłokowego modelu budowy jądra atomowego • opisuje założenia Modelu Standardowego • podaje produkty powstające podczas zderzeń atomów ^{14}N z neutronami w atmosferze Ziemi • wyjaśnia pochodzenie jednej z anomalii układu okresowego (Ar – K) • podaje i definiuje jednostki dawki napromieniowania i równoważnika dawki napromieniowania
STRUKTURA ELEKTRONOWA ATOMU					
9. Prawo okresowości a struktura elektronowa atomu	<ul style="list-style-type: none"> • przedstawia planetarny model budowy atomu wodoru • wymienia nazwy literowe kolejnych powłok elektronowych • wymienia wielkości fizyczne, których zmienność można prześledzić w grupach i okresach układu okresowego • wyjaśnia, dlaczego w układzie okresowym między wodorem a helem nie może znajdować się żaden inny pierwiastek 	<ul style="list-style-type: none"> • przedstawia treść postulatów teorii atomistycznej J. Daltona • formułuje prawo okresowości i ilustruje je stosownymi przykładami • opisuje doświadczenia przeprowadzone przez J. J. Thomsona i E. Rutherforda oraz zaproponowane przez nich modele budowy atomu • wymienia wielkości fizyczne oraz przedstawia ich zmienność w grupach i okresach układu okresowego 	<ul style="list-style-type: none"> • omawia pierwsze próby klasyfikacji pierwiastków (postulaty J. Döbereinera czy J. Newlandsa) • wskazuje w układzie okresowym pierwiastki o podobnych właściwościach • omawia właściwości fizyczne wodorków pierwiastków należących do drugiego okresu układu okresowego • przedstawia zmienność właściwości tlenków pierwiastków trzeciego okresu układu okresowego • tłumaczy kierunek zmian energii jonizacji oraz promienia atomowego w grupach i okresach układu okresowego 	<ul style="list-style-type: none"> • dyskutuje słuszność postulatów teorii atomistycznej Daltona w świetle współczesnej wiedzy • wyjaśnia, dlaczego pierwiastki są uszeregowane w układzie okresowym według wzrostu liczby atomowej, a nie masy atomowej 	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pochodzenie prążków w widmie emisyjnym wodoru • tłumaczy, w jaki sposób Mendelejew przewidział właściwości fizyczne i chemiczne galu

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
10. Współczesny model atomu	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie kwantowania wielkości fizycznych • definiuje pojęcia: powłoka, podpowłoka elektronowa i poziom orbitalny 	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcia: powłoka, podpowłoka elektronowa i poziom orbitalny • opisuje związek między powłoką, podpowłoką elektronową i obszarem orbitalnym • wymienia zjawiska wskazujące na falową naturę elektronu • tłumaczy, dlaczego opisując budowę atomu, posługujemy się pojęciem prawdopodobieństwa • znając wartość liczby kwantowej n, podaje wartości pozostałych liczb kwantowych • przedstawia zależność między odległością elektronu od jądra a wartością głównej liczby kwantowej • objaśnia, co opisuje funkcja falowa 	<ul style="list-style-type: none"> • tłumaczy różnice między stanem podstawowym a wzbudzonym atomu • wyjaśnia, dlaczego widmo emisyjne wodoru składa się z szeregu serii widmowych • wyjaśnia zasady rozmieszczenia elektronów w atomach wieloelektronowych 	<ul style="list-style-type: none"> • podaje postulaty N. Bohra dotyczące ruchu elektronu wokół jądra (kwantowanie energii, ruch po orbicie o określonym promieniu) • wymienia i przyporządkowuje do przeskoków elektronów między odpowiednimi powłokami atomu wodoru • oblicza ze wzoru Plancka ($E = h \cdot \nu$) energie kwantów światła emitowanych przez wzbudzone atomy 	<ul style="list-style-type: none"> • wymienia i definiuje zjawiska będące konsekwencją falowej natury elektronu • wyjaśnia, do czego służy równanie Schrödingera • wyjaśnia, dlaczego zasada nieoznaczoności Heisenberga nie ma znaczenia przy opisie obiektów w makroświecie • objaśnia, co opisuje kwadrat funkcji falowej • wyjaśnia, czym jest kontur orbitalu
11. Konfiguracje elektronowe pierwiastków	<ul style="list-style-type: none"> • definiuje elektrony walencyjne i podaje ich liczbę dla pierwiastków do $Z = 20$ • definiuje główną i poboczną liczbę kwantową, podaje ich literowe oznaczenia oraz wartości, które mogą przyjmować • przedstawia powłokowe i podpowłokowe konfiguracje elektronowe (pełne i skrócone) atomów pierwiastków do $Z = 20$ 	<ul style="list-style-type: none"> • podaje zasadę rozmieszczania elektronów na podpowłokach • przedstawia kolejność zapełniania podpowłok elektronowych w atomach • zapisuje podpowłokowe konfiguracje elektronowe pierwiastków grup głównych do $Z = 20$ i na ich podstawie podaje położenie oraz wskazuje blok, do którego należy rozpatrywany pierwiastek 	<ul style="list-style-type: none"> • tłumaczy, dlaczego maksymalna liczba elektronów na podpowłokach s, p, d, f wynosi odpowiednio 2, 6, 10, 14 • podaje treść zasady nieoznaczoności Heisenberga • tłumaczy regułę Hunda i stosuje ją przy zapisie konfiguracji elektronowych atomów pierwiastków 	<ul style="list-style-type: none"> • wymienia pierwiastki o nietypowym rozmieszczeniu elektronów (chrom, miedź, srebro) • rysuje wykres przedstawiający zależność gęstości prawdopodobieństwa znalezienia elektronu opisywanego przez orbital $1s$ w funkcji jego odległości od jądra 	<ul style="list-style-type: none"> • tłumaczy, na czym polega przybliżenie jednoelektronowe • podaje konfiguracje stanów wzbudzonych atomu helu • wyjaśnia, posługując się terminologią chemiczną i wiedzą z różnych źródeł informacji, na czym polega efekt relatywistyczny oraz porównuje konfiguracje elektronowe atomu srebra i złota i na podstawie porównania konfiguracji

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
	<ul style="list-style-type: none"> opisuje związek między położeniem pierwiastka w układzie okresowym (do $Z = 20$) a budową jego atomu podaje nazwy literowe bloków energetycznych układu okresowego korzystając z układu okresowego, wymienia pierwiastki bloków: s, p i d 	<ul style="list-style-type: none"> podaje maksymalną liczbę elektronów znajdujących się na poszczególnych podpowłokach omawia treść zakazu Pauliego objaśnia zasadę przynależności pierwiastka do danego bloku energetycznego w układzie okresowym opisuje kształt przestrzenny orbitali s i p przyporządkowuje danej wartości pobocznej liczby kwantowej odpowiedni typ orbitalu i odwrotnie 	<ul style="list-style-type: none"> zapisuje pełne oraz skrócone (z symbolem helowca) podpowłokowe konfiguracje elektronowe pierwiastków do $Z = 38$ uzasadnia obecność dwóch pierwiastków w pierwszym okresie oraz ośmiu w drugim okresie tablicy Mendelejewa zapisuje konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków bloku d, wynikające z kolejności wypełniania podpowłok na podstawie konfiguracji atomu pierwiastka bloku d wskazuje elektrony walencyjne i odnajduje ten pierwiastek w układzie okresowym 		oraz zgromadzonej wiedzy określa przyczyny różnicy w barwach złota i srebra
12. Graficzny zapis konfiguracji elektronowej	<ul style="list-style-type: none"> definiuje elektrony walencyjne i je odnajduje w zapisach konfiguracji elektronowych atomów pierwiastków bloków: s i p wskazuje pierwiastek bloku s lub bloku p w układzie okresowym na podstawie znajomości konfiguracji elektronowej atomu tego pierwiastka 	<ul style="list-style-type: none"> definiuje magnetyczną i spinową liczbę kwantową, podaje ich literowe oznaczenia oraz wartości, jakie mogą przyjmować wyjaśnia, co oznaczają indeksy x, y, z umieszczane przy symbolach orbitali p 	<ul style="list-style-type: none"> przyporządkowuje danej wartości pobocznej liczby kwantowej odpowiedni typ orbitalu i odwrotnie podaje treść zakazu Pauliego i reguły Hunda oraz stosuje je przy zapisie klatkowym konfiguracji elektronowych 	<ul style="list-style-type: none"> przedstawia graficznie (modele klatkowe) konfiguracje elektronowe pierwiastków do $Z = 38$ wyjaśnia pojęcie spinu elektronowego wyjaśnia, dlaczego pierwszy szereg d znajduje się w czwartym okresie 	<ul style="list-style-type: none"> proponuje numery powłok i symbole podpowłok, a także schematy klatkowe konfiguracji elektronów walencyjnych atomów Be, B, C, P, S w stanach wzbudzonych, mając do dyspozycji numery powłok i symbole podpowłok oraz schematy klatkowe konfiguracji elektronów walencyjnych atomów w stanie podstawowym

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
13. Układ okresowy pierwiastków chemicznych	<ul style="list-style-type: none"> opisuje, posługując się dostępnymi źródłami informacji, w jaki sposób powstawał układ okresowy pierwiastków (z uwzględnieniem pierwszych prób klasyfikacji pierwiastków) podaje nazwy grup pierwiastków bloków <i>s, p</i> 	<ul style="list-style-type: none"> określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych <i>s, p, d</i>, mając do dyspozycji konfigurację elektronową atomu pierwiastka podaje nazwy grup pierwiastków bloków <i>s, p, d</i> szereguje atomy pierwiastków według rosnącej / malejącej wartości promienia atomowego, mając do dyspozycji układ okresowy pierwiastków i konfiguracje elektronowe atomów 	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia własnymi słowami, jaki jest związek między budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym podaje symbol pierwiastka, mając do dyspozycji informacje na temat położenia pierwiastka w układzie okresowym (numer okresu) oraz zależności między liczbą elektronów sparowanych i niesparowanych w powłokach walencyjnych 	<ul style="list-style-type: none"> przewiduje ogólny zapis konfiguracji elektronów walencyjnych dla atomów pierwiastków poszczególnych grup w blokach konfiguracyjnych <i>s, p, d</i>, mając do dyspozycji układ okresowy, numery powłok walencyjnych i literowe symbole podpowłok mając do dyspozycji informacje na temat promocji elektronowej w atomach (np. konfigurację atomów Cr, Cu) rozstrzyga, czy do promocji elektronowej może dochodzić w innych atomach w obrębie tej samej grupy (np. Mo, Ag) i zapisuje konfigurację elektronową innych atomów z uwzględnieniem promocji 	<ul style="list-style-type: none"> określa, posługując się układem okresowym pierwiastków, wiedzą na temat okresowości zmian właściwości pierwiastków, a także wiedzą z różnych źródeł informacji (danymi liczbowymi), który z pierwiastków w układzie okresowym ma: <ul style="list-style-type: none"> – największą / najmniejszą temperaturę topnienia / wrzenia – największą / najmniejszą gęstość wyjaśnia, dlaczego wodór mimo wielu podobieństw do fluorowców, znajduje się nad litowcami w układzie okresowym pierwiastków
WIAZANIA CHEMICZNE					
14. Wiazania chemiczne w pierwiastkach	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia różnice między pierwiastkiem a związkiem chemicznym podaje przykłady pierwiastków chemicznych z własnego otoczenia opisuje budowę metali, posługując się pojęciem wiązania metalicznego wyjaśnia, na podstawie cech wiązania metalicznego, kowalność metali i ich dobre przewodnictwo elektryczne 	<ul style="list-style-type: none"> wskazuje w układzie okresowym pierwiastki o trwałych konfiguracjach elektronowych modeluje strukturę metali i mechanizm przewodzenia przez nie prądu elektrycznego 	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia na podstawie konfiguracji elektronowych pierwiastków, dlaczego atomy gazów szlachetnych nie łączą się w cząsteczki opisuje budowę cząsteczek siarki (S_8), fosforu białego (P_4) i kryształu diamentu 	<ul style="list-style-type: none"> objaśnia, na jakiej podstawie można porównywać siłę wiązania metalicznego, np. w Na, Mg, Al wyjaśnia, dlaczego niektóre pierwiastki w temperaturze 25°C są ciałami stałymi (np. siarka, fosfor, węgiel), a inne gazami (np. wodór, chlor) 	<ul style="list-style-type: none"> definiuje orbitale: wiążący i antywiązący tłumaczy równocенność wiązań w cząsteczce ozonu na podstawie informacji o paramagnetycznych właściwościach tlenu ocenia, czy elektronowy wzór kreskowy cząsteczki tlenu pozwala przewidzieć obecność dwóch niesparowanych elektronów w cząsteczce O_2 w stanie podstawowym

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
	<ul style="list-style-type: none"> opisuje budowę prostych cząsteczek homoatomowych (H_2, Cl_2, N_2, P_4) 				<ul style="list-style-type: none"> mając do dyspozycji schemat powstawania orbitali molekularnych cząsteczki O_2 w ramach teorii LCAO MO i definicję rodników, ocenia, czy cząsteczka tlenu w stanie podstawowym jest dwurodnikiem (birodnikiem)
15. Wiązania w związkach chemicznych. Elektroujemność	<ul style="list-style-type: none"> podaje przykłady związków chemicznych z własnego otoczenia na podstawie prawa stałości składu tłumaczy różnice między mieszaniną a związkiem chemicznym definiuje wiązania kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane) i jonowe podaje definicję elektroujemności i odnajduje wartości elektroujemności pierwiastków w tablicach określa, mając do dyspozycji układ okresowy pierwiastków chemicznych, gdzie w układzie są położone pierwiastki o największej / najmniejszej wartości elektroujemności 	<ul style="list-style-type: none"> omawia sposoby osiągnięcia przez atomy pierwiastków grup głównych trwałych konfiguracji najbliższych helowców wymienia rodzaje wiązań występujących w cząsteczkach i opisuje je na wybranych przez siebie przykładach opisuje zmiany elektroujemności pierwiastków w okresach i grupach układu okresowego przedstawia, za pomocą wzorów elektronowych, sposób powstawania wiązania kowalencyjnego (atomowego) w cząsteczkach homo- oraz heteroatomowych definiuje energię jonizacji opisuje zmiany wartości pierwszej energii jonizacji w grupach i okresach, mając do dyspozycji wartości energii jonizacji 	<ul style="list-style-type: none"> odwołując się do budowy atomów, wyjaśnia, dlaczego wartość pierwszej energii jonizacji maleje w grupach i rośnie w okresach korzystając z wartości elektroujemności, szereguje podane związki według wzrastającej (malejącej) polarności 	<ul style="list-style-type: none"> korzystając z definicji pierwszej, drugiej i trzeciej energii jonizacji atomów oraz odpowiednich równań przyporządkowuje wartości energii jonizacji do tych równań korzystając z dostępnych źródeł informacji (np. tekstu o tematyce chemicznej) lub z informacji na temat wartości temperatury topnienia / wrzenia substancji, przewiduje, jaki rodzaj wiązania chemicznego występuje między atomami pierwiastków w związku 	<ul style="list-style-type: none"> analizuje wykres przedstawiający wartość pierwszej energii jonizacji atomów pierwiastków drugiego i trzeciego okresu w funkcji liczby atomowej pierwiastka i na tej podstawie wskazuje anomalie w wartościach energii jonizacji oraz proponuje wyjaśnienie tych anomalii, odwołując się do wiedzy na temat budowy atomów oraz struktury elektronowej atomów

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
16. Wiązanie jonowe	<ul style="list-style-type: none"> • podaje przykłady związków jonowych i wymienia ich cechy charakterystyczne • wskazuje spośród podanych związków te, w których występuje wiązanie jonowe 	<ul style="list-style-type: none"> • tłumaczy, dlaczego atomy metali mają tendencję do oddawania, a atomy niemetalu do przyłączania elektronów • opisuje budowę elektronową kationów i anionów • modeluje strukturę związków jonowych • wyjaśnia zachowanie substancji jonowych podczas ich rozpuszczania w wodzie, a także dysocjacji termicznej • opisuje mechanizm przewodzenia prądu przez roztwory substancji jonowych 	<ul style="list-style-type: none"> • rysuje mechanizm powstawania wiązania jonowego w tlenkach, chlorkach i wodorokach metali 1. grupy układu okresowego, nazywa powstałe jony • rysuje mechanizm powstawania wiązania jonowego w związku zbudowanym z jonów prostych, mając do dyspozycji wzór sumaryczny związku • szereguje tlenki pierwiastków pierwszej / drugiej grupy i drugiego / trzeciego okresu wymienione w informacji wprowadzającej według rosnącego / malejącego charakteru wiązania jonowego, mając do dyspozycji układ okresowy 	<ul style="list-style-type: none"> • określa, na podstawie porównania wartości temperatury topnienia różnych związków chemicznych, jak zmienia się charakter wiązania jonowego w szeregu tych związków • rysuje mechanizm powstawania wiązania jonowego w związku jonowym zbudowanym z kationu metalu i np. anionu węglanowego, mając do dyspozycji wzór sumaryczny związku 	<ul style="list-style-type: none"> • analizuje wzór na energię sieci krystalicznej kryształu jonowego i na tej podstawie określa, jak zmienia się energia sieci krystalicznej, gdy: <ul style="list-style-type: none"> – rośnie promień kationu / anionu – rośnie ładunek kationu / anionu (obu jonów) • weryfikuje postawione hipotezy, porównując wartości energii sieci krystalicznej zebrane w tablicach chemicznych lub w kartach pracy
17. Wiązanie kowalencyjne w związkach chemicznych	<ul style="list-style-type: none"> • opisuje budowę cząsteczki chlorowodoru i tłumaczy, dlaczego jest ona dipolem • wymienia przykłady związków chemicznych, których cząsteczki są zbudowane z atomów połączonych wiązaniami kowalencyjnymi spolaryzowanymi • modeluje cząsteczkę metanu 	<ul style="list-style-type: none"> • rysuje na podstawie wzoru sumarycznego elektronowy wzór kreskowy cząsteczki, zaznaczając wolne pary elektronowe 	<ul style="list-style-type: none"> • przedstawia za pomocą wzorów elektronowych sposób tworzenia wielokrotnego wiązania kowalencyjnego (atomowego) • porównuje właściwości związków jonowych i kowalencyjnych 	<ul style="list-style-type: none"> • na podstawie sumarycznej liczby elektronów walencyjnych przewiduje, czy dany związek jest, czy nie jest rodnikiem 	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia sposób powstawania wiązających i antywiązących orbitali molekularnych

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
18. Wiązanie koordynacyjne	<ul style="list-style-type: none"> tłumaczy sposób powstawania wiązania koordynacyjnego, wskazuje donor i akceptor pary elektronowej, mając do dyspozycji wzory elektronowe kreskowe cząsteczek np. NH_3 i BF_3 oraz adduktu $\text{H}_3\text{N} \rightarrow \text{BF}_3$ 	<ul style="list-style-type: none"> tłumaczy sposób powstawania wiązania koordynacyjnego w cząsteczce CO, wskazuje donor i akceptor pary elektronowej rysuje kreskowy wzór elektronowy cząsteczki CO 	<ul style="list-style-type: none"> objaśnia pojęcia: ligand i liczba koordynacyjna definiuje kwasy i zasady według Lewisa tłumaczy sposób powstawania wiązania koordynacyjnego w cząsteczkach SO_2, SO_3 i jonach: H_3O^+, NH_4^+, wskazuje donor i akceptor pary elektronowej rysuje kreskowy wzór elektronowy cząsteczek SO_2, SO_3 i jonów: H_3O^+, NH_4^+ 	<ul style="list-style-type: none"> podaje wartości liczby koordynacyjnych charakterystycznych dla związków koordynacyjnych wymienia typowe ligandy przedstawia zasady zapisywania wzorów oraz podstawy nomenklatury związków koordynacyjnych tłumaczy sposób powstawania wiązania koordynacyjnego oraz rysuje kreskowy wzór elektronowy cząsteczek: HClO_4, HClO_3, HClO_2, H_2SO_4, H_2SO_3, HNO_3, H_3PO_4, wskazuje donor i akceptor pary elektronowej 	<ul style="list-style-type: none"> rysuje kreskowy wzór elektronowy złożonych cząsteczek, np.: $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$, $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$, mając informacje na temat budowy cząsteczek, w szczególności liczby wiązań koordynacyjnych lub sposobu połączenia atomów w cząsteczkach analizuje tekst o tematyce chemicznej i na tej podstawie rysuje kreskowy wzór elektronowy jonów kompleksowych, np. $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$ opisuje mechanizm zatrucia czadem, mając do dyspozycji wzory hemoglobiny, schemat przemian lub tekst o tematyce chemicznej wyjaśnia przyczynę trwałości związków koordynacyjnych modeluje budowę przestrzenną jonów kompleksowych o liczbach koordynacyjnych: 4 i 6 objaśnia przyczynę barwności związków koordynacyjnych metali z niezapełnionymi orbitalami <i>d</i>
19. Kształt cząsteczek związków chemicznych	<ul style="list-style-type: none"> tłumaczy różnice między orbitalem atomowym a orbitalem molekularnym 	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia, w jaki sposób, znając wzór związku chemicznego, można przewidzieć kształt jego cząsteczki 	<ul style="list-style-type: none"> opisuje kształt przestrzenny cząsteczek: wody, tlenku węgla(IV), fluorku boru, amoniaku i metanu definiuje moment dipolowy wymienia warunki, które muszą zostać spełnione, aby cząsteczka była dipolem 	<ul style="list-style-type: none"> przewiduje budowę cząsteczki, mając do dyspozycji wartość momentu dipolowego cząsteczki i jej wzór sumaryczny 	<ul style="list-style-type: none"> określa budowę jonów kompleksowych, mając do dyspozycji ich wzory elektronowe

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
20. Hybrydyzacja orbitali atomowych. Wiązania σ i π	<ul style="list-style-type: none"> definiuje pojęcie hybrydyzacji opisuje różnice między wiązaniami σ i π 	<ul style="list-style-type: none"> wymienia typy i przedstawia schematycznie kontury orbitali zhybrydyzowanych określa typ hybrydyzacji w prostych cząsteczkach, np. CH_4, BF_3, C_2H_4 i C_2H_2 podaje liczbę wiązań typu σ i π w podanych cząsteczkach, np. CO_2, N_2, O_2, Cl_2 wyjaśnia, kiedy w cząsteczce powstaje orbital molekularny σ, a kiedy π wyjaśnia, dlaczego cząsteczki węglowodorów zawierających wiązania podwójne i potrójne wykazują dużą reaktywność 	<ul style="list-style-type: none"> podaje liczbę orbitali atomu centralnego ulegających hybrydyzacji (na podstawie obliczeń) przedstawia schemat tworzenia orbitali molekularnych σ i π z odpowiednich orbitali atomowych wyjaśnia znaczenie zapisów: σ_{2p} i π_{2p} określa liczbę wiązań danego typu (σ, π) w cząsteczkach np. CO, HClO_4, HClO_3, HClO_2, H_2SO_4, H_2SO_3, HNO_3, H_3PO_4 i jonach H_3O^+, NH_4^+, mając do dyspozycji kreskowy wzór elektronowy 	<ul style="list-style-type: none"> objaśnia pojęcie hybrydyzacji orbitali atomowych i prezentuje kształt przestrzenny orbitali zhybrydyzowanych opisuje hybrydyzację sp^3, sp^2 i sp i podaje przykłady cząsteczek na podstawie teorii hybrydyzacji walencyjnych orbitali atomowych węgla tłumaczy budowę cząsteczek etanu, etenu i etynu na podstawie reakcji węglowodorów nienasyconych z bromem tłumaczy naturę wiązania wielokrotnego węgiel-węgiel 	<ul style="list-style-type: none"> określa typ hybrydyzacji orbitali walencyjnych atomu centralnego w jonie kompleksowym przyporządkowuje średnie wartości energii dysocjacji wiązań pojedynczych, podwójnych i potrójnych do wiązań o różnej krotności w cząsteczkach węglowodorów, mając do dyspozycji definicję energii dysocjacji wiązania szacuje wartość długości wiązania węgiel-węgiel w cząsteczce benzenu, mając do dyspozycji długości wiązania węgiel-węgiel w cząsteczkach etanu i etenu
21. Oddziaływania międzycząsteczkowe	<ul style="list-style-type: none"> podaje, mając do dyspozycji definicję wiązania wodorowego, jakie warunki muszą być spełnione, aby między cząsteczkami związku chemicznego występowało wiązanie wodorowe 	<ul style="list-style-type: none"> tłumaczy różnice w budowie lodu i wody zaznacza wiązania wodorowe między cząsteczkami wody, mając do dyspozycji kreskowe wzory elektronowe cząsteczek wody 	<ul style="list-style-type: none"> wskazuje, mając do dyspozycji wykres przedstawiający temperatury wrzenia wodoroków 17., 16., 15., 14. grupy układu okresowego w funkcji masy cząsteczkowej wodoroków, między którymi cząsteczkami wodoroków występują / nie występują wiązania wodorowe 	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia, w jaki sposób oddziałują ze sobą cząsteczki, które nie są dipolami opisuje rolę wiązania wodorowego dla życia na Ziemi 	<ul style="list-style-type: none"> przewiduje właściwości wody, w przypadku, gdyby jej cząsteczki nie oddziaływały ze sobą przewiduje, mając do dyspozycji wzory półstrukturalne cząsteczek związków organicznych, możliwość wystąpienia wewnątrzcząsteczkowych wiązań wodorowych

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
			<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, dlaczego temperatura wrzenia wodorków 14. grupy rośnie wraz ze wzrostem masy cząsteczkowej wodorku • konstruuje wykres przedstawiający temperatury wrzenia wodorków 17., 16., 15., 14. grupy układu okresowego w funkcji masy cząsteczkowej wodorków, mając do dyspozycji temperatury wrzenia poszczególnych wodorków • wyjaśnia, mając do dyspozycji wzory półstrukturalne (grupowe) poszczególnych homologów, dlaczego w danym szeregu homologicznym rośnie temperatura wrzenia homologów 	<ul style="list-style-type: none"> • na podstawie porównania wartości temperatury topnienia substancji oraz ich rodzaju klasyfikuje substancje ze względu na rodzaj tworzonych przez nie kryształów do: kryształów kowalencyjnych, kryształów molekularnych, kryształów jonowych i kryształów metalicznych • ocenia, mając do dyspozycji wzory półstrukturalne (grupowe) cząsteczek związków organicznych oraz podane temperatury wrzenia substancji, czy między cząsteczkami związków organicznych będą występowały wiązania wodorowe 	<ul style="list-style-type: none"> • przewiduje, mając do dyspozycji wzory strukturalne cząsteczek związków organicznych wartość wypadkowego momentu dipolowego cząsteczki
ROZTWORY					
22. Rodzaje roztworów	<ul style="list-style-type: none"> • definiuje pojęcie roztworu właściwego jako optycznie jednorodnej mieszaniny • wyróżnia składniki roztworu: rozpuszczalnik, substancję rozpuszczoną • podaje różnicę między roztworem nasyconym a nienasyconym • klasyfikuje mieszaniny jako roztwory właściwe, koloidy oraz zawiesiny 	<ul style="list-style-type: none"> • podaje efekt Tyndalla jako zjawisko typowe dla koloidów • kwalifikuje roztwory do roztworów właściwych i układów koloidalnych • wymienia rodzaje koloidów spotykanych w życiu codziennym (majonez, dym, itp.) 	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia zjawisko rozpraszania światła przez koloidy, tzw. efekt Tyndalla • definiuje pojęcia koagulacji i peptyzacji oraz podaje przykłady tych zjawisk znane z życia codziennego 	<ul style="list-style-type: none"> • projektuje doświadczenia mające wykazać, który z czynników podanych przez nauczyciela powoduje koagulację / denaturację białek • projektuje doświadczenia mające na celu otrzymanie trwałej emulsji W/O, O/W • projektuje doświadczenie mające na celu otrzymanie chlorku amonu w fazie gazowej z wykorzystaniem roztworu wody amoniakalnej i kwasu solnego 	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, posługując się terminologią chemiczną i wiedzą z różnych źródeł informacji, a także równaniami reakcji chemicznych, w jaki sposób można w laboratorium uzyskać trwałe układy dyspersyjne zawierające nanocząstki metali (np. nanocząstki złota, srebra) oraz opisuje zastosowanie takich nanocząstek w konstrukcji materiałów funkcjonalnych

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
23. Rozdzielanie składników mieszanin	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcia: mieszanina jednorodna i niejednorodna • określa metody rozdzielania mieszanin jednorodnych i niejednorodnych • nazywa i rozpoznaje podstawowe czynności laboratoryjne, np. ogrzewanie, odparowywanie rozpuszczalnika • opisuje metodę wyznaczenia temperatury wrzenia substancji • korzysta z tablic chemicznych i odnajduje substancje o podanych wartościach temperatury topnienia i temperatury wrzenia • opisuje zasadę rozdzięcia chromatograficznego • podaje przykłady roztworów o różnym stanie skupienia rozpuszczalnika i substancji rozpuszczonej 	<ul style="list-style-type: none"> • planuje doświadczenie pozwalające rozdzielić mieszaninę w sposób mechaniczny (np. mieszaninę siarki i żelaza) • rozdziela mieszaninę substancji różniących się rozpuszczalnością w wodzie, np. piasku i soli kamiennej • proponuje sposób sprawdzenia czystości substancji • wymienia substancje, które wprowadzone do płomienia zmieniają jego zabarwienie • planuje doświadczenie pozwalające rozdzielić mieszaninę barwników na składniki metodą chromatografii 	<ul style="list-style-type: none"> • planuje doświadczenie pozwalające na rozdzielanie bardziej skomplikowanych mieszanin, np. piasku i jodu • wyraża skład mieszaniny w procentach masowych • uzasadnia konieczność doboru metody obserwacji do wielkości badanego obiektu • opisuje sposób udowodnienia, że barwniki roślin są mieszaninami substancji • tłumaczy, dlaczego jesienią liście roślin zmieniają barwę • opisuje ogólną zasadę spektrometrii masowej 	<ul style="list-style-type: none"> • korzysta z dostępnej literatury i odnajduje informacje dotyczące np. procesu destylacji, opisuje sposób jego prowadzenia i szkicuje schemat zestawu laboratoryjnego • wymienia właściwości fizyczne substancji, które są podstawą rozdzięcia mieszanin podczas sączenia, odparowywania rozpuszczalnika i destylacji • opisuje zasadę chromatografii gazowej 	<ul style="list-style-type: none"> • objaśnia zasadę działania spektrometru masowego oraz przydatność tej metody do identyfikacji substancji • wymienia różnice między spektroskopią emisyjną a spektroskopią absorpcyjną i ich zastosowania do identyfikacji substancji • wyjaśnia przyczynę charakterystycznej barwy likopenu
24. Rozpuszczalność	<ul style="list-style-type: none"> • charakteryzuje rozpuszczalność jako właściwość substancji zależną od temperatury • objaśnia, dlaczego doprowadzanie ogrzanej wody do zbiorników wodnych jest formą skażania środowiska • opisuje zasadę działania tzw. ogrzewaczy dłoni 	<ul style="list-style-type: none"> • odczytuje z krzywej rozpuszczalności maksymalną liczbę gramów substancji rozpuszczonej w danej temperaturze • na podstawie danych sporządza temperaturową zależność rozpuszczalności danej substancji 	<ul style="list-style-type: none"> • korzystając z krzywej rozpuszczalności, oblicza stężenie procentowe nasyconego roztworu danej substancji • korzystając z tabeli rozpuszczalności, oblicza, w jakiej temperaturze nasycony roztwór danej substancji osiągnie określone stężenie procentowe • ustala liczbę gramów substancji, jaka wydzieli się po ochłodzeniu podanej ilości nasyconego roztworu 	<ul style="list-style-type: none"> • wymienia cechy substancji, które decydują o jej rozpuszczalności w wodzie • planuje doświadczenie pokazujące wpływ temperatury na rozpuszczalność tlenku węgla(IV) • oblicza, mając do dyspozycji rozpuszczalność hydratu w wodzie (w danej temperaturze), jakie jest stężenie procentowe roztworu soli bezwodnej 	<ul style="list-style-type: none"> • planuje krok po kroku doświadczenie mające na celu otrzymanie jodku ołowiu(II) w reakcji strącania osadu oraz badanie procesu krystalizacji otrzymanego związku

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
			<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, dlaczego niektóre związki chemiczne rozpuszczają się w wodzie, np. alkohol etylowy, a inne nie, np. węglowodory 		
25. Stężenie procentowe roztworu	<ul style="list-style-type: none"> • opisuje roztwór za pomocą pojęcia stężenia procentowego 	<ul style="list-style-type: none"> • definiuje stężenie procentowe i oblicza jego wartość • ustala ilości substancji potrzebnych do sporządzenia roztworu o zadanym stężeniu procentowym 	<ul style="list-style-type: none"> • sporządza roztwory o podanym stężeniu procentowym, mając do dyspozycji substancje bezwodne i rozpuszczalnik • prowadzi obliczenia związane ze zwiększaniem i zmniejszaniem stężenia procentowego roztworu 	<ul style="list-style-type: none"> • sporządza roztwory o podanym stężeniu procentowym, mając do dyspozycji substancje uwodnione i rozpuszczalnik • prowadząc obliczenia stężeń procentowych roztworów, uwzględnia stopień czystości substancji 	<ul style="list-style-type: none"> • wykonuje obliczenia dotyczące stężenia procentowego roztworu o podwyższonym stopniu trudności
26. Stężenie molowe roztworu	<ul style="list-style-type: none"> • opisuje roztwór za pomocą pojęcia stężenia molowego 	<ul style="list-style-type: none"> • definiuje stężenie molowe i oblicza jego wartość także przy użyciu pojęcia gęstości • ustala ilości substancji potrzebnych do sporządzenia podanej objętości roztworu o zadanym stężeniu molowym 	<ul style="list-style-type: none"> • sporządza roztwory o podanym stężeniu molowym, mając do dyspozycji substancje bezwodne i rozpuszczalnik • prowadzi obliczenia dotyczące stężenia molowego bazujące na reakcjach m.in. strącania i zobojętniania • prowadzi obliczenia związane ze zwiększaniem i zmniejszaniem stężenia molowego roztworu 	<ul style="list-style-type: none"> • prowadzi obliczenia dotyczące mola i stężenia molowego roztworu z wykorzystaniem pojęcia uwodnionej soli • prowadząc obliczenia stężeń molowych roztworów, uwzględnia stopień czystości substancji 	<ul style="list-style-type: none"> • wykonuje obliczenia dotyczące stężenia molowego roztworu o podwyższonym stopniu trudności • tłumaczy korzyści wynikające z operowania stężeniem molowym roztworu podczas prowadzenia reakcji w roztworach wodnych
27. Mieszanie roztworów. Przeliczanie stężeń	<ul style="list-style-type: none"> • szacuje, jaką wartość przyjmie stężenie procentowe (molowe) roztworu uzyskanego przez zmieszanie dwóch roztworów o podanym stężeniu procentowym (molowym) – uzasadnia swoją odpowiedź 	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia, mając do dyspozycji schemat przedstawiający metodę krzyża, w jaki sposób należy rozwiązywać zadania rachunkowe dotyczące mieszania roztworów z wykorzystaniem tej metody 	<ul style="list-style-type: none"> • przelicza wartości stężenia molowego na procentowe i odwrotnie 	<ul style="list-style-type: none"> • przelicza wartości stężenia molowego na procentowe i odwrotnie, odszukując w tablicach chemicznych gęstość roztworu o określonym stężeniu procentowym 	<ul style="list-style-type: none"> • rozwiązuje zadania o podwyższonym stopniu trudności wymagające znajomości pojęć: mol, stężenie molowe, stężenie procentowe, gęstość, stosunek masowy i objętościowy

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
REAKCJE W ROZTWORACH					
28. Dysocjacja elektrolityczna	<ul style="list-style-type: none"> definiuje pojęcie dysocjacji elektrolitycznej zapisuje równania dysocjacji elektrolitycznej prostych kwasów, zasad i soli oraz nazywa powstające jony tłumaczy pojęcie elektrolitu definiuje kwasy i zasady według teorii Arrheniusa podaje przykłady kwasów i zasad według teorii Arrheniusa wymienia przykłady typowych mocnych kwasów i zasad 	<ul style="list-style-type: none"> wymienia i opisuje czynniki wpływające na moc kwasów modeluje jon oksoniowy (hydroniowy) i przedstawia sposób jego powstawania definiuje mocne oraz słabe kwasy i zasady pisze równania reakcji dysocjacji stopniowej wieloprotonowych kwasów i nazywa powstające jony 	<ul style="list-style-type: none"> tłumaczy budowę wodorosoli i hydroksosoli, układa równania dysocjacji wodorosoli rozpuszczalnych w wodzie, nazywa powstałe jony 	<ul style="list-style-type: none"> projektuje oraz wykonuje doświadczenia porównujące odczyn wodnych roztworów kwasów, zasad i soli definiuje pojęcie: analityczne stężenie kwasu 	<ul style="list-style-type: none"> samodzielnie projektuje i przeprowadza doświadczenie ilustrujące zależność przewodnictwa właściwego roztworu od stężenia różnych mocnych i słabych elektrolitów (np. HCl i CH₃COOH)
29. Teoria Brønsteda i Lowry'ego	<ul style="list-style-type: none"> definiuje kwasy i zasady zgodnie z teorią Brønsteda i Lowry'ego 	<ul style="list-style-type: none"> w przedstawionych równaniach wskazuje sprzężone pary kwas–zasada na podstawie wzoru kwasu podaje wzór sprzężonej z nim zasady i odwrotnie zapisuje wyrażenie na stałą równowagi reakcji słabego kwasu K_a lub słabej zasady K_b z wodą podaje związek między mocą słabego kwasu (słabej zasady) a wartością stałej dysocjacji podaje zależność między K_a, K_b i K_w 	<ul style="list-style-type: none"> definiuje pojęcie: protoliza podaje związek między mocą kwasu, jego stężeniem i stężeniem sprzężonej z nim zasady przewiduje w świetle teorii Brønsteda i Lowry'ego odczyn wodnych roztworów soli zapisuje ciąg równań reakcji tworzenia jonów kompleksowych w roztworach wodnych polegających na stopniowej wymianie cząsteczek wody w akwakompleksach na inne ligandy podaje przykład reakcji kwas–zasada według Lewisa, niebędącej reakcją kwas–zasada według Brønsteda 	<ul style="list-style-type: none"> wyjaśnia, kiedy cząsteczki mają charakter amfiprotyczny 	<ul style="list-style-type: none"> podaje przykłady rozpuszczalników (innych niż woda), do których można zastosować teorię Brønsteda

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
30. Skala pH. Wskaźniki pH	<ul style="list-style-type: none"> definiuje pojęcie odczynu roztworu i podaje jego rodzaje definiuje iloczyn jonowy wody oraz pH wymienia barwy fenoloftaleiny i oranżu metylowego w środowiskach: kwaśnym, obojętnym oraz zasadowym 	<ul style="list-style-type: none"> definiuje skalę pH na podstawie znajomości pH oblicza pOH i odwrotnie znając wartości pH (pOH) roztworu, podaje jego odczyn oblicza pH (pOH) na podstawie podanego stężenia jonów H^+ lub OH^- oblicza pH roztworu mocnego kwasu lub mocnej zasady o podanym stężeniu znając wartość iloczynu jonowego wody, oblicza stężenia jonów wodoru w czystej wodzie oraz w roztworach o podanym $[OH^-]$ 	<ul style="list-style-type: none"> definiuje pojęcie: roztwór buforowy projektuje i wykonuje doświadczenie potwierdzające stałość wartości pH buforu, mimo dodania niewielkiej ilości mocnego kwasu, mocnej zasady lub rozpuszczalnika oblicza pH roztworu słabego kwasu o stopniu dysocjacji mniejszym od 5% oblicza pOH i pH roztworu słabej zasady o stopniu dysocjacji mniejszym od 5% 	<ul style="list-style-type: none"> potrafi wytłumaczyć zasadę działania wskaźników kwasowo-zasadowych zapisuje wyrażenie na iloczyn jonowy rozpuszczalników innych niż woda, mając do dyspozycji równanie autodysocjacji rozpuszczalników 	<ul style="list-style-type: none"> wymienia sposoby sporządzenia roztworu buforowego przewodzi obliczenia dotyczące roztworów buforowych oblicza pH roztworu słabego kwasu i słabej zasady o stopniu dysocjacji większym od 5%
31. Stopień dysocjacji	<ul style="list-style-type: none"> klasyfikuje elektrolity według mocy definiuje stopień dysocjacji podaje stopień dysocjacji jako miarę mocy elektrolitu 	<ul style="list-style-type: none"> podaje przykłady elektrolitów mocnych i słabych i o średniej mocy definiuje stopień dysocjacji elektrolitu i na podstawie jego wartości kwalifikuje substancję do słabych lub mocnych elektrolitów zapisuje wyrażenie przedstawiające prawo rozcieńczeń Ostwalda oblicza stopień dysocjacji elektrolitu znając stopień dysocjacji kwasu, oblicza stężenie jonów wodoru w jego roztworze o podanym stężeniu molowym podaje wyrażenie opisujące K_a podanego słabego kwasu z uwzględnieniem dysocjacji stopniowej 	<ul style="list-style-type: none"> przyporządkowuje wartości stopni dysocjacji do równań dysocjacji stopniowej kwasów wieloprotonowych 	<ul style="list-style-type: none"> planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające wyznaczyć stopień dysocjacji roztworu kwasu octowego o podanym stężeniu określa jakościowo, jak zmienia się stopień dysocjacji słabego elektrolitu o podanym stężeniu analitycznym podczas rozcieńczenia wodnego roztworu elektrolitu 	<ul style="list-style-type: none"> oblicza, jak zmienia się stopień dysocjacji słabego elektrolitu o podanym stężeniu analitycznym podczas rozcieńczenia roztworu słabego elektrolitu

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
32. Równowagi w roztworach słabych elektrolitów	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia pojęcie równowagi dynamicznej w roztworach słabych elektrolitów • definiuje stałą równowagi reakcji • definiuje stałą dysocjacji i na podstawie jej wartości określa moc elektrolitu • porównuje wartości stałych dysocjacji i na tej podstawie porównuje moc elektrolitów, korzystając z tablic chemicznych 	<ul style="list-style-type: none"> • pisze wyrażenie opisujące K_a podanego słabego kwasu i K_b podanej słabej zasady oraz dokonuje prostych obliczeń • prowadzi proste obliczenia dotyczące stałej równowagi • oblicza stężenie jonów wodoru w roztworze słabego elektrolitu o podanym stężeniu molowym 	<ul style="list-style-type: none"> • planuje doświadczenie pozwalające otrzymać trudno rozpuszczalny kwas, wodorotlenek i sól • przedstawia zależność między stopniem a stałą dysocjacji słabego elektrolitu • oblicza stężenie jonów wodoru w roztworze słabego kwasu o podanym stężeniu molowym i stopniu dysocjacji 	<ul style="list-style-type: none"> • opisuje czynniki wpływające na moc kwasów • wyjaśnia, dlaczego do porównywania mocy elektrolitów częściej jest stosowana stała dysocjacji niż stopień dysocjacji • mając do dyspozycji wartości stałych dysocjacji kwasów wieloprotonowych ustala zależność między równowagowymi stężeniami jonów obecnych w roztworze słabego kwasu wieloprotonowego 	<ul style="list-style-type: none"> • mając do dyspozycji wykres przedstawiający zależność iloczynu jonowego wody w funkcji temperatury oraz tekst o tematyce chemicznej, ustala, czy proces autodysocjacji wody jest procesem egzotermicznym, czy endotermicznym
33. Reakcje jonowe	<ul style="list-style-type: none"> • wśród reakcji przebiegających w roztworach elektrolitów identyfikuje reakcje zobojętniania i strącania osadów • zapisuje cząsteczkowe równania reakcji zobojętniania i strącania osadu 	<ul style="list-style-type: none"> • zapisuje jonowe i jonowe skrócone równania reakcji zobojętniania i strącania osadu • wyjaśnia, mając do dyspozycji zapis jonowy skrócony równań reakcji, na czym polegają reakcje zobojętniania i strącania osadów • na podstawie jonowych równań reakcji zobojętniania i strącania osadów dokonuje prostych obliczeń stechiometrycznych • korzysta z tablicy rozpuszczalności i podaje przykłady substancji, których zmieszanie spowoduje strącenie podanego osadu 	<ul style="list-style-type: none"> • identyfikuje roztwory kwasów, zasad i soli na podstawie przebiegu ich reakcji strąceniowych • wyjaśnia amfoteryczne właściwości wodorotlenków: glinu i cynku, pisząc odpowiednie równania reakcji 	<ul style="list-style-type: none"> • projektuje i wykonuje doświadczenie pozwalające odróżnić jony glinu od jonów cynku • projektuje doświadczenie mające na celu usunięcie danego rodzaju jonów z roztworu z wykorzystaniem tabeli rozpuszczalności (np. usunięcie jonów ołowiu(II)) 	<ul style="list-style-type: none"> • wykorzystując informacje na temat rozpuszczalności wodorotlenków i soli w wodzie, projektuje krok po kroku wieloetapowe doświadczenie mające na celu selektywne usuwanie co najmniej trzech rodzajów jonów z roztworu powstałego w wyniku rozpuszczenia kilku soli w wodzie

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
34. Hydroliza soli	<ul style="list-style-type: none"> tłumaczy istotę reakcji hydrolizy, wyjaśniając kwasowy lub zasadowy odczyn roztworów wodnych niektórych soli 	<ul style="list-style-type: none"> zapisuje równania reakcji hydrolizy soli słabych kwasów i mocnych zasad oraz słabych zasad i mocnych kwasów – podaje zapis cząsteczkowy, jonowy i jonowy skrócony 	<ul style="list-style-type: none"> zapisuje równania reakcji hydrolizy soli słabych kwasów i słabych zasad i podaje zapis cząsteczkowy, jonowy i jonowy skrócony określa odczyn wodnego roztworu soli słabych kwasów i słabych zasad, porównując wartości K_a i K_b 	<ul style="list-style-type: none"> oblicza pH soli słabych kwasów i mocnych zasad oraz słabych zasad i mocnych kwasów wyjaśnia, układając równanie reakcji w zapisie cząsteczkowym, jonowym i jonowym skróconym, dlaczego po zmieszaniu wodnego roztworu siarczku sodu i wodnego roztworu azotanu(V) glinu nie strąci się osad siarczku glinu 	<ul style="list-style-type: none"> oblicza pH soli słabych kwasów i słabych zasad spośród podanych odczynników wybiera ten, który umożliwi zmniejszenie wydajności reakcji hydrolizy w roztworze wodnym
35. Miareczkowanie kwas–zasada	<ul style="list-style-type: none"> podaje, jakie odczynniki i sprzęt należy wykorzystać, aby przeprowadzić miareczkowanie wymienia rodzaje miareczkowania, biorąc pod uwagę moc kwasu i zasady określa, jakie odczynniki pełnią funkcję analitu i titranta w danym rodzaju miareczkowania 	<ul style="list-style-type: none"> zapisuje równania reakcji przebiegających podczas miareczkowania – podaje zapis cząsteczkowy, jonowy i jonowy skrócony 	<ul style="list-style-type: none"> analizuje przebieg krzywej miareczkowania, odczytuje wartość pH, w którym następuje reakcja kwasu i zasady w molowym stosunku stechiometrycznym (punkt równoważnikowy) określa rodzaj miareczkowania na podstawie analizy krzywej miareczkowania – uzasadnia odpowiedź określa odczyn wodnego roztworu w punkcie równoważnikowym miareczkowania mocnego kwasu mocną zasadą i mocnej zasady mocnym kwasem – uzasadnia odpowiedź 	<ul style="list-style-type: none"> określa odczyn wodnego roztworu w punkcie równoważnikowym miareczkowania słabego kwasu mocną zasadą i słabej zasady mocnym kwasem – uzasadnia odpowiedź, układając równania reakcji hydrolizy w zapisie cząsteczkowym, jonowym i jonowym skróconym mając do dyspozycji zakres zmian barwy wskaźnika oraz informacje na temat skoku krzywej miareczkowania, wybiera odpowiedni wskaźnik / odpowiednie wskaźniki do danego rodzaju miareczkowania rysuje krzywą miareczkowania, mając do dyspozycji wartość pH roztworu oraz objętość dodanego titranta 	<ul style="list-style-type: none"> oblicza wartości pH na krzywej miareczkowania, znając rodzaj miareczkowania, stężenie analityczne titranta, stężenie i objętość roztworu analitu oraz równanie reakcji przebiegającej podczas miareczkowania

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:		Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:		
	ocena dopuszczająca [1]	ocena dostateczna [1 + 2]	ocena dobra [1 + 2 + 3]	ocena bardzo dobra [1 + 2 + 3 + 4]	ocena celująca [1 + 2 + 3 + 4 + 5]
36. Równowagi w roztworach substancji trudno rozpuszczalnych	<ul style="list-style-type: none"> • wyjaśnia własnymi słowami, na czym polegają reakcje strącania osadów • wyjaśnia pojęcie równowagi dynamicznej w układzie zawierającym substancję trudno rozpuszczalną 	<ul style="list-style-type: none"> • na podstawie nazwy soli (wzoru sumarycznego) zapisuje wyrażenie przedstawiające jej iloczyn rozpuszczalności • mając do dyspozycji wartość iloczynu rozpuszczalności trudno rozpuszczalnych związków typu AX, AX₂ oraz wzory sumaryczne szeregu związków typu AX, AX₂ układa związki według rosnącej / malejącej rozpuszczalności 	<ul style="list-style-type: none"> • oblicza rozpuszczalność molową podanej soli, znając wartość jej iloczynu rozpuszczalności • oblicza iloczyn rozpuszczalności trudno rozpuszczalnego związku, znając wartość rozpuszczalności molowej • oblicza, czy po zmieszaniu dwóch roztworów strąci się osad substancji trudno rozpuszczalnej 	<ul style="list-style-type: none"> • projektuje doświadczenie udowadniające znikomą rozpuszczalność substancji trudno rozpuszczalnych • proponuje sposób zmniejszenia rozpuszczalności trudno rozpuszczalnej soli • prowadzi obliczenia rozpuszczalności trudno rozpuszczalnej soli po dodaniu soli dobrze rozpuszczalnej 	<ul style="list-style-type: none"> • prowadzi obliczenia o podwyższonym stopniu trudności dotyczące rozpuszczalności i iloczynu rozpuszczalności