

Plan wynikowy – Klasa 1

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:	Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:
Pracownia chemiczna. Przepisy BHP i regulamin	- wymienia nazwy szkła i podstawowego sprzętu laboratoryjnego oraz określa jego przeznaczenie - wymienia i stosuje zasady bezpiecznej pracy w szkolnej pracowni chemicznej - odszukuje w kartach charakterystyk substancji informacje na temat zagrożeń związanych ze stosowaniem podstawowych odczynników - przedstawia przebieg doświadczenia za pomocą schematycznego rysunku i formuluje wnioski	- zna i stosuje zasady BHP w laboratorium wraz z regułami udzielania pierwszej pomocy - wykorzystuje tekst o tematyce chemicznej i przygotowane przez nauczyciela odczynniki (sprzęt) w celu formułowania problemów badawczych, weryfikacji postawionych hipotez oraz wykonuje pod kierunkiem nauczyciela doświadczenie chemiczne lub 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 - dokumentuje przebieg doświadczenia z użyciem narzędzi informatycznych oraz prezentuje uzyskane wyniki na forum grupy lub klasy - 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	- wyszczególnia jądro i elektrony jako składniki atomu - na podstawie liczby atomowej i masowej określa liczbę cząstek elementarnych wchodzących w skład atomu danego pierwiastka	- wskazuje w zbiorze nuklidów te, które są izotopami, izotonami i izobarami - potrafi określić przez kogo, kiedy i w jaki sposób zostały odkryte neutrony, elektrony i protony - potrafi wymienić techniki badawcze, za pomocą których można obrazować powierzchnię próbki ze zdolnością rozdzielczą na poziomie atomowym - przedstawia kwarkową budowę protonu i neutronu oraz wyjaśnia, na czym polega ich wzajemna przemiana
2. Masa atomowa i masa cząsteczkowa	- definiuje jednostkę masy atomowej - definiuje pojęcia: masa atomowa i masa cząsteczkowa - objaśnia pojęcie izotopu i nuklidu - 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	- przelicza masy atomowe i cząsteczkowe na masy w gramach i odwrotnie - wymienia 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

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:	Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:
3. Mol i masa molowa	- definiuje pojęcia: mol, masa molowa i liczba Avogadra - 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 - wyjaśnia pojęcie: objętość molowa gazów - wykonuje proste obliczenia związane z pojęciami: mol, masa molowa, objętość molowa gazów w warunkach normalnych - korzysta z wartości gęstości i oblicza masy molowe gazów – głównych składników powietrza - charakteryzuje warunki normalne	- swobodnie operuje pojęciami mola, masy molowej i objętości molowej oraz wykonuje obliczenia dotyczące tych pojęć - stosuje w obliczeniach chemicznych równanie Clapeyrona - porównuje gęstości różnych gazów na podstawie znajomości ich mas molowych - oblicza masy molowe hydratów, wodorosoli, hydroksosoli, mając do dyspozycji wzór sumaryczny lub nazwę systematyczną związku - wyjaśnia własnymi słowami, jakie wnioski wynikają z analizy treści prawa Avogadra - oblicza (szacuje) zawartości procentowe wody w szeregu hydratów, mając do dyspozycji nazwy / wzory hydratów (masy molowe soli bezwodnych / hydratów) - oblicza (szacuje) 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; wykorzystuje tę wiadomość do określenia sposobu zbierania gazów - potrafi odszukać w dostępnych źródłach informacji plan i sposób przeprowadzenia doświadczenia mającego na celu wyznaczenie liczby Avogadra i krótko omówić ten plan
4. Wyznaczanie wzoru związku chemicznego	- potrafi wyjaśnić różnicę między wzorem rzeczywistym a empirycznym - podaje wzory sumaryczne prostych związków chemicznych - oblicza skład procentowy poszczególnych pierwiastków w związku chemicznym - na podstawie danych zawartości procentowych poszczególnych pierwiastków potrafi określić wzór empiryczny (elementarny) i rzeczywisty związku chemicznego	- potrafi określić wzór rzeczywisty na podstawie wzoru elementarnego i gęstości par substancji (bezwzględnej i względnej) - ustala empiryczny i rzeczywisty wzór związku chemicznego na podstawie wyników analizy spaleniwowej - potrafi wymienić oraz opisać, na czym polegają metody wyznaczania wzorów substancji
5. Molowa interpretacja równania reakcji chemicznej	- definiuje i ustala na podstawie równania reakcji stosunek molowy reagentów - pisze i bilansuje równania prostych reakcji chemicznych - wykonuje proste obliczenia dotyczące stosunku masowego reagentów - na podstawie równania reakcji ustala stosunek objętościowy gazowych reagentów - definiuje pojęcie stosunku stechiometrycznego i niestechiometrycznego	- oblicza na podstawie 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 spalenia podanej ilości węgłowodoru - ustala skład mieszaniny otrzymanej w wyniku reakcji niestechiometrycznych ilości dwóch gazów - wyjaśnia pojęcie wydajności reakcji oraz wykonuje obliczenia z nią związane - wyjaśnia, dlaczego objętości reagujących gazów i gazowych produktów reakcji mierzone w tych samych warunkach pozostają w stosunku niewielkich liczb całkowitych - wyjaśnia różnicę między gazem doskonałym a rzeczywistym

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:	Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:
6. Rodzaje promieniowania jądrowego	- definiuje pojęcia: nuklid i radionuklid - wymienia czynniki wpływające na trwałość jąder - wymienia rodzaje przemian jądrowych - opisuje budowę cząstki α i β - podaje przykłady nuklidów promieniotwórczych - wyjaśnia, na czym polega zjawisko promieniotwórczości naturalnej i sztucznej - pisze równania reakcji prostych przemian jądrowych, np. emisji cząstek α	- określa właściwości promieniowania α, β i γ - wyjaśnia przyczynę różnicy między wartością masy atomowej a sumą mas swobodnych nukleonów i elektronów w atomie - porównuje właściwości promieniowania Roentgena z promieniowaniem jądrowym - opisuje wpływ składu jądra na jego trwałość - definiuje termin: defekt masy - 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 przemian równoległych i następczych) i układa równania przemian
7. Czas połowicznego rozpadu i aktywność promieniotwórcza	- definiuje czas połowicznego rozpadu - wskazuje w układzie okresowym pierwiastki promieniotwórcze - przedstawia zasady prawidłowego zapisu reakcji jądrowych - tłumaczy szkodliwość promieniowania jonizującego - 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 - wymienia nazwy szeregów promieniotwórczych występujących w przyrodzie - przedstawia zmianę wartości stosunku liczby neutronów do liczby protonów ze wzrostem Z - objaśnia, na czym polega tzw. wychwyt K - na podstawie znajomości początkowego i końcowego nuklidu, tworzącego dany szereg promieniotwórczy, podaje liczbę przemian α i β występujących w tym szeregu	- określa położenie w układzie okresowym produktów emisji promieniowania α lub β z jąder podanego radioizotopu - na podstawie znajomości czasu połowicznego rozpadu $t_{1/2}$ danego nuklidu konstruuje zależność masy (liczby atomów) radioizotopu w funkcji czasu - na podstawie wartości czasu połowicznego rozpadu $t_{1/2}$ szacuje czas, po którym określona liczba jąder pierwiastka promieniotwórczego ulegnie rozpadowi - opisuje metodę znakowania izotopowego i jej zastosowanie w nauce - opisuje zasadę datowania metodą zegara archeologicznego - omawia wpływ promieniowania jądrowego na żyjące organizmy - wskazuje różnice w przenikaniu przez materiały promieniowania α, β i γ - tłumaczy pojęcie szeregu promieniotwórczego i omawia je na przykładzie szeregu uranowo-radowego - omawia regułę przesunięć Soddy'ego i Fajansa i stosuje ją przy przewidywaniu produktów przemian promieniotwórczych - analizuje zasadę działania reaktora jądrowego i bomby atomowej - na podstawie wartości liczby masowej danego nuklidu przyporządkowuje go do określonego szeregu promieniotwórczego - podaje i definiuje jednostki dawki napromieniowania i równoważnika dawki napromieniowania
8. Sztuczne reakcje jądrowe	- wyjaśnia, jakie warunki muszą być spełnione, aby przebiegły sztuczne przemiany jądrowe - tłumaczy różnicę między izotopem a nuklidem - definiuje siły jądrowe - wymienia rodzaje przemian β - stosuje zasady prawidłowego zapisu równań reakcji jądrowych do przewidywania produktów reakcji rozpadu promieniotwórczego	- prezentuje związek między wartością liczby atomowej a typem przemiany, jakiej ulega jądro - przewodzi obliczenia dotyczące okresu połowicznego rozpadu, odczytując i analizując dane zawarte na podanym wykresie - przedstawia sposoby otrzymywania radionuklidów (promieniotwórczość sztuczna) i zapisuje odpowiednie równania reakcji jądrowych

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:	Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:
STRUKTURA ELEKTRONOWA ATOMU		
9. Prawo okresowości a struktura elektronowa atomu	- przedstawia treść postulatów teorii atomistycznej J. Daltona - opisuje doświadczenia przeprowadzone przez J. J. Thomsona i E. Rutherforda oraz zaproponowane przez nich modele budowy atomu - 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 - formułuje prawo okresowości i ilustruje je stosownymi przykładami	- 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 - 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 - podaje przykłady anomalii (dotyczącej kolejności pierwiastków) występującej w układzie okresowym - wyjaśnia pochodzenie prążków w widmie emisyjnym wodoru - tłumaczy, w jaki sposób Mendelejew przewidział właściwości fizyczne i chemiczne galu
10. Współczesny model atomu	- wyjaśnia pojęcie kwantowania wielkości fizycznych - wymienia zjawiska wskazujące na falową naturę elektronu - definiuje pojęcia: powłoka, podpowłoka elektronowa i poziom orbitalny - definiuje główną i poboczną liczbę kwantową, podaje ich literowe oznaczenia oraz wartości, które mogą przyjmować - opisuje związek między powłoką, podpowłoką elektronową i poziomem orbitalnym - 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	- tłumaczy różnice między stanem podstawowym a stanem wzbudzonym atomu - wyjaśnia, dlaczego widmo emisyjne wodoru składa się z szeregu serii widmowych - wyjaśnia zasady rozmieszczenia elektronów w atomach wieloelektronowych - podaje postulaty N. Bohra dotyczące ruchu elektronu wokół jądra (kwantowanie energii, ruch po orbicie o określonym promieniu) - wymienia i przyporządkowuje określone serie widmowe do przeskoków elektronów między odpowiednimi powłokami atomu wodoru - 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 - oblicza ze wzoru Plancka ($E = h \cdot \nu$) energie kwantów światła emitowanych przez wzbudzone atomy

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:	Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:
11. Konfiguracje elektronowe pierwiastków	- definiuje elektrony walencyjne i podaje ich liczbę dla pierwiastków do $Z = 20$ - zapisuje powłokowe konfiguracje elektronowe pierwiastków o liczbach atomowych do $Z = 20$ - opisuje związek między położeniem pierwiastka w układzie okresowym (do $Z = 20$) a budową jego atomu - podaje nazwy literowe bloków konfiguracyjnych s, p, d i f układu okresowego - objaśnia zasadę przynależności pierwiastka do danego bloku konfiguracyjnego w układzie okresowym - podaje zasadę rozmieszczania elektronów na podpowłokach - przedstawia kolejność wypełniania 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 - podaje maksymalną liczbę elektronów znajdujących się na poszczególnych podpowłokach - omawia treść zakazu Pauliego - opisuje kształt przestrzenny orbitali s i p	- podaje postulaty N. Bohra dotyczące ruchu elektronu wokół jądra (kwantowanie energii, ruch po orbicie o określonym promieniu) - 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 - zapisuje pełne oraz skrócone (z symbolem helowca) podpowłokowe konfiguracje elektronowe pierwiastków do $Z = 38$ - uzasadnia obecność dwóch pierwiastków w pierwszym 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 go w układzie okresowym - 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 - 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 oraz zgromadzonej wiedzy określa przyczyny różnicy w barwach złota i srebra
12. Graficzny zapis konfiguracji elektronowej	- 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 - wskazuje pierwiastek bloku s lub bloku p w układzie okresowym na podstawie znajomości konfiguracji elektronowej atomu tego pierwiastka - podaje treść zakazu Pauliego i reguły Hunda	- przyporządkowuje danej wartości pobocznej liczby kwantowej odpowiedni typ orbitalu i odwrotnie - przedstawia kolejność wypełniania podpowłok elektronowych w atomach - podaje treść zakazu Pauliego i reguły Hunda oraz stosuje je przy zapisie klatkowym konfiguracji elektronowych - przedstawia graficznie (modele klatkowe) konfiguracje elektronowe pierwiastków do $Z = 38$ - wyjaśnia pojęcie spinu elektronowego - wyjaśnia, dlaczego pierwszy szereg d znajduje się w czwartym okresie - 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:
13. Układ okresowy pierwiastków chemicznych	- definiuje elektrony walencyjne i je odnajduje w zapisach konfiguracji elektronowych atomów pierwiastków bloków: <i>s</i> i <i>p</i> - wskazuje pierwiastek bloku <i>s</i> lub bloku <i>p</i> w układzie okresowym na podstawie znajomości konfiguracji elektronowej atomu tego pierwiastka - 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</i>, <i>p</i> - przyporządkowuje danej wartości pobocznej liczby kwantowej odpowiedni typ orbitalu i odwrotnie - określa przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych <i>s</i>, <i>p</i>, <i>d</i>, <i>f</i> na podstawie konfiguracji elektronowej atomu pierwiastka - podaje nazwy grup pierwiastków bloków <i>s</i>, <i>p</i>, <i>d</i> - szereguje atomy pierwiastków według rosnącej / malejącej wartości promienia atomowego, mając do dyspozycji układ okresowy pierwiastków i konfiguracje elektronowe atomów	- 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 - przewiduje ogólny zapis konfiguracji elektronów walencyjnych dla atomów pierwiastków poszczególnych grup w blokach konfiguracyjnych <i>s</i>, <i>p</i>, <i>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 - 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: - największą / najmniejszą temperaturę topnienia / wrzenia - największą / najmniejszą gęstość - wyjaśnia, dlaczego wodór, mimo wielu podobieństw do fluorowców, znajduje się nad litowcami w układzie okresowym pierwiastków
WIĄZANIA CHEMICZNE		
14. Wiązania chemiczne w pierwiastkach	- 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 - opisuje budowę prostych cząsteczek homoatomowych (H_2, Cl_2, N_2) - wskazuje w układzie okresowym pierwiastki o trwałych konfiguracjach elektronowych	- 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 - objaśnia, na jakiej podstawie można porównywać siłę wiązania metalicznego, np. w Na, Mg, Al - wyjaśnia, dlaczego niektóre pierwiastki w temperaturze 20°C są ciałami stałymi (np. siarka, fosfor, węgiel), a inne gazami (np. wodór, chlor) - definiuje orbitale: wiążące i antywiązące - tłumaczy równocенność wiązań w cząsteczce ozonu
15. Wiązania w związkach chemicznych. Elektroujemność	- definiuje wiązania kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane (atomowe spolaryzowane) i jonowe - wymienia rodzaje wiązań występujących w cząsteczkach i opisuje je na wybranych przez siebie przykładach - podaje definicję elektroujemności i odnajduje wartości elektroujemności pierwiastków w tablicach	- odwołuje się do budowy atomów, aby wyjaśnić, dlaczego wartość pierwszej energii jonizacji maleje w grupach i rośnie w okresach - korzysta z wartości elektroujemności i szereguje podane związki według wzrastającej (malejącej) polarności - korzysta z definicji pierwszej, drugiej i trzeciej energii jonizacji atomów oraz odpowiednich równań i przyporządkowuje wartości energii jonizacji do tych równań

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:	Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:
	- określa, mając do dyspozycji układ okresowy pierwiastków chemicznych, gdzie w układzie są położone pierwiastki o największej / najmniejszej wartości elektroujemności - omawia sposoby osiągania przez atomy pierwiastków grup głównych trwałych konfiguracji najbliższych helowców - 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 w okresach	korzysta z dostępnych źródeł informacji (np. tekstu o tematyce chemicznej) lub korzysta z informacji na temat wartości temperatury topnienia / wrzenia substancji i przewiduje, jaki rodzaj wiązania chemicznego występuje między pierwiastkami w związku
16. Wiązanie jonowe	- podaje przykłady związków jonowych i wymienia ich cechy charakterystyczne - wskazuje spośród podanych związków te, w których występuje wiązanie jonowe - 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	- rysuje mechanizm powstawania wiązania jonowego w tlenkach, chlorkach i wodorokach metali I. grupy układu okresowego, nazywa powstające 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 - określa na podstawie porównania wartości temperatury topnienia w serii związków chemicznych, jak zmienia się charakter wiązania jonowego w tych związkach - rysuje mechanizm powstawania wiązania jonowego w związku jonowym zbudowanym z kationu metalu i np. anionu węglanowego, mając do dyspozycji wzór sumaryczny związku - analizuje wzór na energię sieci krystalicznej kryształu jonowego i na tej podstawie określa, jak zmienia się energia sieci krystalicznej, gdy: - rośnie promień kationu / anionu - rośnie ładunek kationu / anionu (obu jonów)
17. Wiązanie kowalencyjne w związkach chemicznych	- 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 - korzystając z wartości elektroujemności, układu podane związki według wzrastającej (malejącej) polarności - rysuje na podstawie wzoru sumarycznego elektronowy wzór kreskowy cząsteczki i zaznacza wolne pary elektronowe	- przedstawia za pomocą wzorów elektronowych sposób tworzenia wielokrotnego wiązania kowalencyjnego (atomowego) - porównuje właściwości związków jonowych i kowalencyjnych

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:	Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:
18. Wiązanie koordynacyjne	- wyjaśnia pojęcia: atom centralny, ligand, liczba koordynacyjna - 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 $\text{H}_3\text{N} \rightarrow \text{BF}_3$ - tłumaczy sposób powstawania wiązania koordynacyjnego w cząsteczce CO, wskazuje donor i akceptor pary elektronowej, rysuje kreskowy wzór elektronowy cząsteczki CO	- 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^+ - tłumaczy sposób powstawania wiązania koordynacyjnego i rysuje kreskowy wzór elektronowy w cząsteczkach: HClO_4, HClO_3, HClO_2, H_2SO_4, H_2SO_3, HNO_3, H_3PO_4, wskazuje donor i akceptor pary elektronowej - 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 wzór hemoglobiny, schemat przemian lub tekst o tematyce chemicznej - definiuje kwasy i zasady według Lewisa - podaje wartości liczby koordynacyjnych charakterystycznych dla związków koordynacyjnych - wymienia typowe ligandy - przedstawia zasady zapisywania wzorów oraz podstawy nomenklatury związków koordynacyjnych - modeluje budowę przestrzenną jonów kompleksowych o liczbach koordynacyjnych: 4 i 6 - objaśnia przyczynę barwności związków koordynacyjnych metali z niezapełnionymi orbitalami d - wyjaśnia przyczynę trwałości związków koordynacyjnych
19. Kształt cząsteczek związków chemicznych	- definiuje pojęcie hybrydyzacji - tłumaczy różnice między orbitalem atomowym a orbitalem molekularnym - wymienia typy i przedstawia schematycznie kontury orbitali zhybrydizowanych - wyjaśnia, w jaki sposób, znając wzór związku chemicznego, można przewidzieć kształt jego cząsteczki - określa typ hybrydyzacji w prostych cząsteczkach, np. CH_4, BF_3, C_2H_4 i C_2H_2	- 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 - podaje liczbę orbitali atomu centralnego ulegających hybrydyzacji (na podstawie obliczeń) - objaśnia, dlaczego kąt między wiązaniami w niektórych cząsteczkach o hybrydyzacji atomu centralnego sp^3, np. w wodzie i amoniaku, jest mniejszy niż $109^\circ 27'$ - objaśnia pojęcie hybrydyzacji orbitali atomowych i prezentuje kształt przestrzenny orbitali zhybrydizowanych - opisuje hybrydyzację sp^3, sp^2 i sp i podaje przykłady - określa budowę jonów kompleksowych, mając do dyspozycji wzory elektronowe kreskowe i określa typ hybrydyzacji orbitali walencyjnych atomu centralnego w takim jonie

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:	Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:
		- na podstawie teorii hybrydyzacji walencyjnych orbitali atomowych węgla tłumaczy budowę cząsteczek etanu, etenu i etynu - przewiduje budowę cząsteczki, mając do dyspozycji wartość momentu dipolowego cząsteczki i jej wzór sumaryczny
20. Hybrydyzacja orbitali atomowych. Wiązania σ i π	- opisuje różnice między wiązaniami σ i π - 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	- 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 i 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 - na podstawie reakcji węglowodorów nienasyconych z bromem, tłumaczy naturę wiązania wielokrotnego węgiel–węgiel - definiuje pojęcie orbitali zdelokalizowanych, analizując struktury rezonansowe cząsteczki benzenu - 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	- podaje, mając do dyspozycji definicję wiązania wodorowego, jakie warunki muszą być spełnione, aby między cząsteczkami związku chemicznego występowało wiązanie wodorowe - tłumaczy różnice w budowie lodu i wody - zaznacza wiązania wodorowe między cząsteczkami wody, mając do dyspozycji kreskowe wzory elektronowe cząsteczek wody	- wskazuje, mając do dyspozycji wykres przedstawiający temperatury wrzenia wodorków 17., 16., 15., 14. grupy układu okresowego w funkcji masy cząsteczkowej wodorków, między cząsteczkami których wodorków występują / nie występują wiązania wodorowe - 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 wartości temperatury wrzenia poszczególnych wodorków - wyjaśnia, mając do dyspozycji wzory półstrukturalne (grupowe) poszczególnych homologów, dlaczego w danym szeregu homologicznym rośnie temperatura wrzenia homologów - wyjaśnia, w jaki sposób oddziałują ze sobą cząsteczki, które nie są dipolami - opisuje rolę wiązania wodorowego dla życia na Ziemi - na podstawie porównania wartości temperatur 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

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:	Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:
		• ocenia, mając do dyspozycji wzory półstrukturalne (grupowe) cząsteczek związków organicznych oraz podane temperatury wrzenia substancji, czy między cząsteczkami związków organicznych będą występowały wiązania wodorowe • przewiduje właściwości wody, w przypadku, gdyby jej cząsteczki nie oddziaływały ze sobą
ROZTWORY		
22. Rodzaje roztworów	• 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 • 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.)	• wyjaśnia zjawisko rozpraszania światła przez koloidy, tzw. efekt Tyndalla • definiuje pojęcia koagulacji i peptyzacji oraz podaje przykłady tych zjawisk znane z życia codziennego • 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 • 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
23. Rozdzielanie składników mieszanin	• wyjaśnia pojęcia: mieszanina jednorodna i niejednorodna • wyjaśnia pojęcia: roztwór, roztwór właściwy, koloid, zawiesina • podaje przykłady roztworów właściwych, koloidów, zawiesin • określa metody rozdzielania mieszanin jednorodnych i niejednorodnych • podaje przykłady roztworów o różnym stanie skupienia rozpuszczalnika i substancji rozpuszczonej • nazywa i rozpoznaje podstawowe czynności laboratoryjne, np. ogrzewanie, odparowywanie rozpuszczalnika • 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 • opisuje metodę wyznaczenia temperatury wrzenia substancji • korzysta z tablic chemicznych i odnajduje w nich substancje o podanych wartościach temperatury topnienia i temperatury wrzenia • opisuje zasadę rozdzielania chromatograficznego • proponuje sposób sprawdzenia czystości substancji	• 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 • korzystając z dostępnej literatury, odnajduje informacje dotyczące np. procesu destylacji, opisuje sposób jego prowadzenia i szkicuje schemat zestawu laboratoryjnego • wymienia właściwości fizyczne substancji, które są podstawą rozdzielania mieszanin podczas sączenia, odparowywania rozpuszczalnika i destylacji • opisuje zasadę chromatografii gazowej • objaśnia zasadę działania spektrometru masowego oraz przydatność tej metody do identyfikacji substancji

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:	Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:
24. Rozpuszczalność	- charakteryzuje rozpuszczalność jako właściwość substancji zależną od temperatury - objaśnia, dlaczego doprowadzanie ogrzanej wody do zbiorników wodnych jest formą skażenia środowiska - wyjaśnia pojęcia: roztwór nasycony, nienasycony, przesycony - opisuje zasadę działania tzw. ogrzewaczy dłoni - odczytuje z krzywej rozpuszczalności maksymalną liczbę gramów substancji rozpuszczonej w danej temperaturze - na podstawie danych sporządza temperaturową zależność rozpuszczalności danej substancji	- 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 - wymienia cechy substancji, które decydują o jej rozpuszczalności w wodzie (wyjaśnia, dlaczego niektóre związki rozpuszczają się w wodzie, np. alkohol etylowy, a inne nie, np. węglowodory) - 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 - planuje krok po kroku doświadczenie mające na celu otrzymanie jodku ołowiu(II) w reakcji strącania osadu oraz badanie procesu krystalizacji otrzymanego związku
25. Stężenie procentowe roztworu	- opisuje roztwór za pomocą pojęcia stężenia procentowego - definiuje stężenie procentowe i oblicza jego wartość - ustala ilości substancji potrzebnych do sporządzenia roztworu o zadanym stężeniu procentowym	- sporządza roztwory o podanym stężeniu procentowym, mając do dyspozycji substancje bezwodne i rozpuszczalnik - prowadzi obliczenia związane ze zwiększaniem i zmniejszaniem stężenia procentowego roztworu - sporządza roztwory o podanym stężeniu procentowym, mając do dyspozycji substancje uwodnione i rozpuszczalnik - prowadząc obliczenia stężeń procentowych roztworów, uwzględnia stopień czystości substancji
26. Stężenie molowe roztworu	- 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	- 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 - prowadzi obliczenia dotyczące stężenia molowego roztworu z wykorzystaniem uwodnionych soli - prowadząc obliczenia stężeń molowych roztworów, uwzględnia stopień czystości substancji

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:	Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:
27. Mieszanie roztworów. Przeliczanie stężeń	- szacuje, jaką wartość przyjmie stężenie procentowe (molowe) roztworu uzyskanego przez zmieszanie dwóch roztworów o podanym stężeniu procentowym (molowym) i uzasadnia swoją odpowiedź - wyjaśnia, mając do dyspozycji schemat przedstawiający metodę krzyża, w jaki sposób należy rozwiązywać zadania rachunkowe dotyczące mieszania roztworów z wykorzystaniem tej metody	- przelicza wartości stężenia molowego na procentowe i odwrotnie, odszukuje w tablicach chemicznych gęstość roztworu o określonym stężeniu procentowym - rozwiązuje trudniejsze zadania wymagające znajomości pojęć: mol, stężenie molowe, stężenie procentowe, gęstość, stosunek masowy i objętościowy
REAKCJE W ROZTWORACH		
28. Dysocjacja elektrolityczna	- 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 oraz podaje ich przykłady - wymienia przykłady typowych mocnych oraz słabych kwasów i zasad - wymienia i opisuje czynniki wpływające na moc kwasów - modeluje jon oksoniowy (hydroniowy) i przedstawia sposób jego powstawania - pisze równania reakcji dysocjacji stopniowej wieloprotonowych kwasów i nazywa powstające jony	- tłumaczy budowę wodorosoli i hydroksosoli, układa równania dysocjacji wodorosoli rozpuszczalnych w wodzie, nazywa powstałe jony - projektuje oraz wykonuje doświadczenia porównujące odczyn wodnych roztworów kwasów, zasad i soli - definiuje pojęcie: analityczne stężenie kwasu
29. Teoria Brønsteda i Lowry'ego	- definiuje kwasy i zasady zgodnie z teorią Brønsteda i Lowry'ego - wyjaśnia, na czym polega wiązanie koordynacyjne - 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 (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	- definiuje pojęcie: protoliza - podaje związek między mocą kwasu, jego stężeniem i stężeniem sprzężonej z nim zasady - przewiduje, w świetle teorii Brønsteda, odczyn wodnych roztworów soli - podaje przykład reakcji kwas–zasada według Lewisa, niebędącej reakcją kwas–zasada według Brønsteda - wyjaśnia, kiedy cząsteczki mają charakter amfiprotyczny - podaje przykłady rozpuszczalników (innych niż woda), do których można zastosować teorię Brønsteda - zapisuje ciąg równań reakcji tworzenia jonów kompleksowych w roztworach wodnych polegających na stopniowej wymianie cząsteczek wody w akwakompleksach na inne ligandy
30. Skala pH. Wskaźniki pH	- 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 - na podstawie znajomości pH oblicza pOH i odwrotnie	- potrafi wytłumaczyć zasadę działania wskaźników kwasowo-zasadowych - zapisuje wyrażenie na iloczyn jonowy rozpuszczalników innych niż woda, mając do dyspozycji równanie autodysocjacji rozpuszczalników - definiuje pojęcie: roztwór buforowy - wymienia sposoby sporządzenia roztworu buforowego - prowadzi obliczenia dotyczące roztworów buforowych

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:	Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:
	- znając wartości pH (pOH) lub na podstawie wartości $[H^+]$, $[OH^-]$ 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 $[OH^-]$	projektuje i wykonuje doświadczenie potwierdzające stałość wartości pH buforu, mimo dodania niewielkiej ilości mocnego kwasu, mocnej zasady lub rozpuszczalnika
31. Stopień dysocjacji	- definiuje stopień dysocjacji elektrolitu i na podstawie jego wartości kwalifikuje substancję do słabych lub mocnych elektrolitów - klasyfikuje elektrolity według ich mocy - podaje przykłady elektrolitów mocnych, słabych i o średniej mocy - 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	- przyporządkowuje wartości stopni dysocjacji do równań dysocjacji stopniowej kwasów wieloprotonowych - planuje i wykonuje doświadczenie pozwalające wyznaczyć stopień dysocjacji roztworu kwasu octowego o podanym stężeniu - oblicza, jak zmienia się stopień dysocjacji słabego elektrolitu o podanym stężeniu analitycznym podczas rozcieńczania wodnego roztworu elektrolitu
32. Równowagi w roztworach słabych elektrolitów	- wyjaśnia pojęcie równowagi dynamicznej w roztworach słabych elektrolitów - definiuje stałą równowagi reakcji - definiuje stałą dysocjacji i na podstawie jej wartości określa moc elektrolitu - pisze wyrażenie opisujące K_a podanego słabego kwasu i K_b podanej słabej zasady oraz dokonuje prostych obliczeń - oblicza stężenie jonów wodoru w roztworze słabego elektrolitu o podanym stężeniu molowym	- planuje doświadczenie pozwalające otrzymać trudno rozpuszczalny kwas, wodorotlenek i sól - przedstawia zależność między stopniem a stałą dysocjacji słabego elektrolitu - oblicza pH roztworu słabego kwasu o stopniu dysocjacji mniejszym od 5% - oblicza pOH roztworu słabej zasady o stopniu dysocjacji mniejszym od 5% - oblicza pH roztworu słabego kwasu i słabej zasady o stopniu dysocjacji większym od 5% - 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 - 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	- wśród reakcji przebiegających w roztworach elektrolitów identyfikuje reakcje zobojętniania i strącania osadów - zapisuje cząsteczkowe, jonowe i jonowe skrócone równania reakcji zobojętniania i strącania osadu	- identyfikuje roztwory kwasów, zasad i soli na podstawie przebiegu ich reakcji strącaniowych - wyjaśnia amfoteryczne właściwości wodorotlenków: glinu i cynku, pisząc odpowiednie równania reakcji

Temat lekcji	Wymagania podstawowe Uczeń:	Wymagania ponadpodstawowe Uczeń:
	• 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 • korzystając z tablicy rozpuszczalności, podaje przykłady substancji, których zmieszanie spowoduje strącenie podanego osadu	• projektuje doświadczenie mające na celu usunięcie danego rodzaju jonów z roztworu z wykorzystaniem tabeli rozpuszczalności (np. usunięcie jonów ołowiu(II)) • 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
34. Hydroliza soli	• tłumaczy istotę reakcji hydrolizy, wyjaśniając kwasowy lub zasadowy odczyn roztworów wodnych niektórych soli • zapisuje równania reakcji hydrolizy soli słabych kwasów i mocnych zasad oraz słabych zasad i mocnych kwasów – podaje zapis cząsteczkowy, jonowy i jonowy skrócony	• 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 • oblicza pH soli słabych kwasów i mocnych zasad oraz słabych zasad i mocnych kwasów • wyjaśnia, układając równanie reakcji w zapisie cząsteczkowym, jonowym, jonowym skróconym, dlaczego po zmieszaniu wodnego roztworu siarczku sodu i wodnego roztworu azotanu(V) glinu nie strąci się osad siarczku glinu • spośród podanych odczynników wybiera ten, który umożliwi zmniejszenie wydajności reakcji hydrolizy w roztworze wodnym
35. Miareczkowanie kwas-zasada	• 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 • zapisuje równania reakcji przebiegających podczas miareczkowania – podaje zapis cząsteczkowy, jonowy i jonowy skrócony	• 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 • 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 • oblicza wartości pH i rysuje krzywą 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:
36. Równowagi w roztworach substancji trudno rozpuszczalnych	• wyjaśnia własnymi słowami, na czym polegają reakcje strącania osadów • wyjaśnia pojęcie równowagi dynamicznej w układzie zawierającym substancję trudno rozpuszczalną • 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 układu związki według rosnącej / malejącej rozpuszczalności	• oblicza rozpuszczalność molową trudno rozpuszczalnego związku, znając wartość jego iloczynu rozpuszczalności • oblicza iloczyn rozpuszczalności trudno rozpuszczalnego związku, znając wartość rozpuszczalności molowej • oblicza, czy po zmieszaniu dwóch roztworów strąci się osad substancji trudno rozpuszczalnej • 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